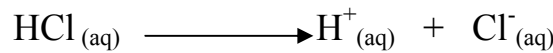


الفصل الأول : مفاهيم متعلقة بالحموض والقواعد

😊 يطلق على المواد التي تسبب الحموضة في المعدة أو التي تعطي الليمون طعم حمضي ، أو التي توضع في بطارية السيارة اسم الحموض وتتصف بالطعم الحمضي وبالمقابل هناك مواد تتفاعل مع الحموض وتخلصنا من اثر حموضتها وتسمى القواعد ومن أمثلتها هيدروكسيد المغنسيوم الذي تصنع منه الأدوية التي تعمل على إزالة الحموضة الزائدة في المعدة وهيدروكسيد الصوديوم (الصودا) والأمونيا (النشادر) وبعض أنواع المنظفات.

أولاً: مفاهيم الحموض والقواعد

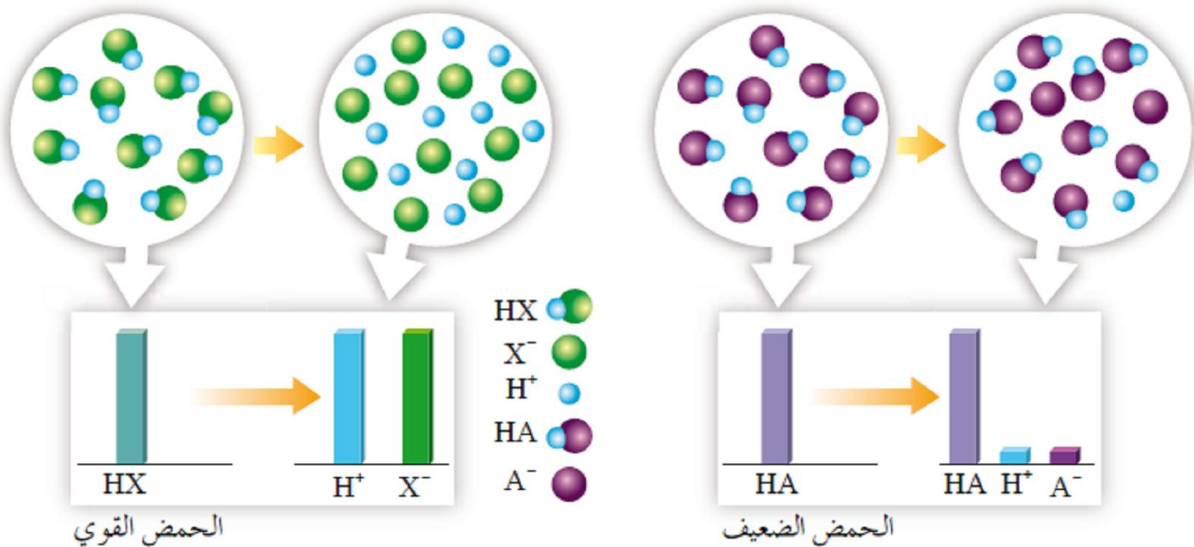
درست في الصف التاسع مفهومي الحموض والقواعد وعرفت أن الحمض مادة كهربية تنتج ايون الهيدروجين (H^+) عند إذابتها في الماء ، وان القاعدة هي مادة كهربية تنتج أيون (OH^-) عند إذابتها في الماء ، وان الحموض والقواعد تتفاوت في قوتها بمقدار ما يتاين منها في الماء ، فالحمض القوي مثل HCl يتاين كلياً بالماء ، كما في المعادلة التالية :



والحمض الضعيف مثل CH_3COOH يتاين جزئياً في الماء ويعبر عن معادلة تأينه بتفاعل منعكس على النحو التالي:



وبيّن الشكل (١-١) تأين كل من الحمض القوي HX ، والحمض الضعيف HA في الماء.

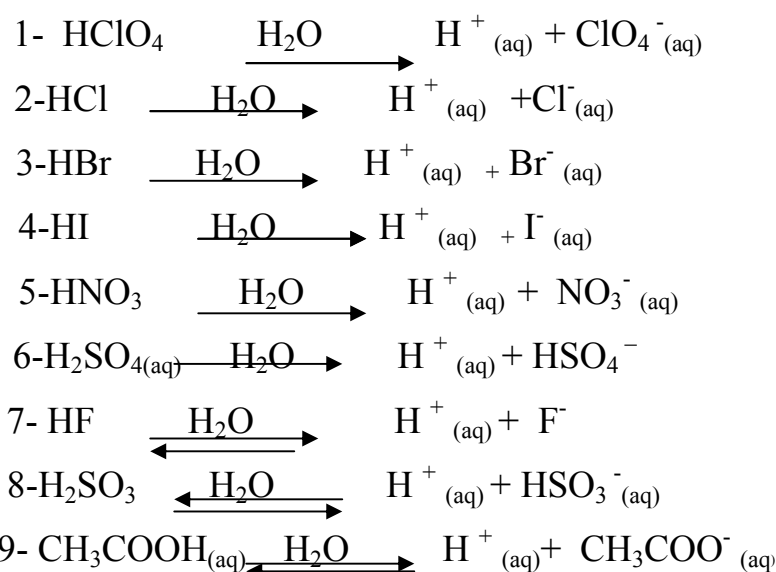


الشكل (١-١): تأين الحمض القوي والحمض الضعيف في الماء.



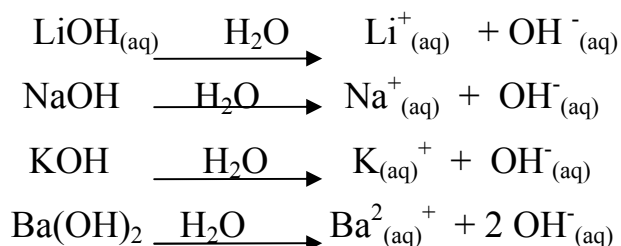
١- مفهوم أرهينيوس

حمض (أرهينيوس): مادة تزيد من تركيز أيون الهيدروجين H^+ عند إذابتها في الماء



*إذا لكي تعد المادة حمضا وفق هذا التعريف لا بد ان تحتوي على الهيدروجين في تركيبها .

***القاعدة:** مادة تزيد من تركيز أيون الهيدروكسيد OH^- عند إذابتها في الماء.



****ملاحظة: القواعد القوية فقط هي قواعد أرهينيوس**

-إذا لكي تعد المادة قاعدة وفق هذا التعريف لا بد أن تحتوي على أيون الهيدروكسيد في تركيبها

لا حظ أن ...!

**

الحموض والقواعد القوية	الحموض الضعيفة
• تأينها تام (تفككها تام) في الماء • جزيئاتها مختفية (غير موجودة في المحلول). • محاليلها توصل الكهرباء بشكل قوي (عند أرهينوس). • شدة إضاءة المصباح في محاليلها عالي. • يتم تمثيل تأينها في الماء بسهم واحد	• تأينها جزئي في الماء • جزيئاتها موجودة في محاليلها. (المحلول يتكون من جزيئاتها وأيوناتها). • محاليلها توصل الكهرباء بشكل ضعيف (عند أرهينوس). • شدة إضاءة المصباح في محاليلها قليلة. • يتم تمثيل تأينها في الماء بسهمين متعاكسين
→	↔

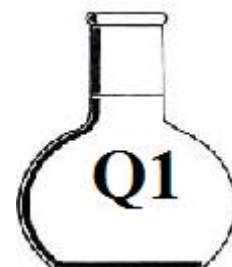
١: ما هي جوانب قصور تعريف أرهينوس للحمض والقاعدة ؟

ج: لم يتمكن من تفسير السلوك القاعدي لبعض المواد التي لا تحتوي في تركيبها أيون الهيدروكسيد مثل الأمونيا NH_3 .

٢- عجز عن تفسير الخواص الحمضية والقاعدية لمحاليل بعض الأملاح مثل :



مما دعا للبحث عن مفهوم آخر للحموض والقواعد أكثر شمولاً من مفهوم أرهينوس.





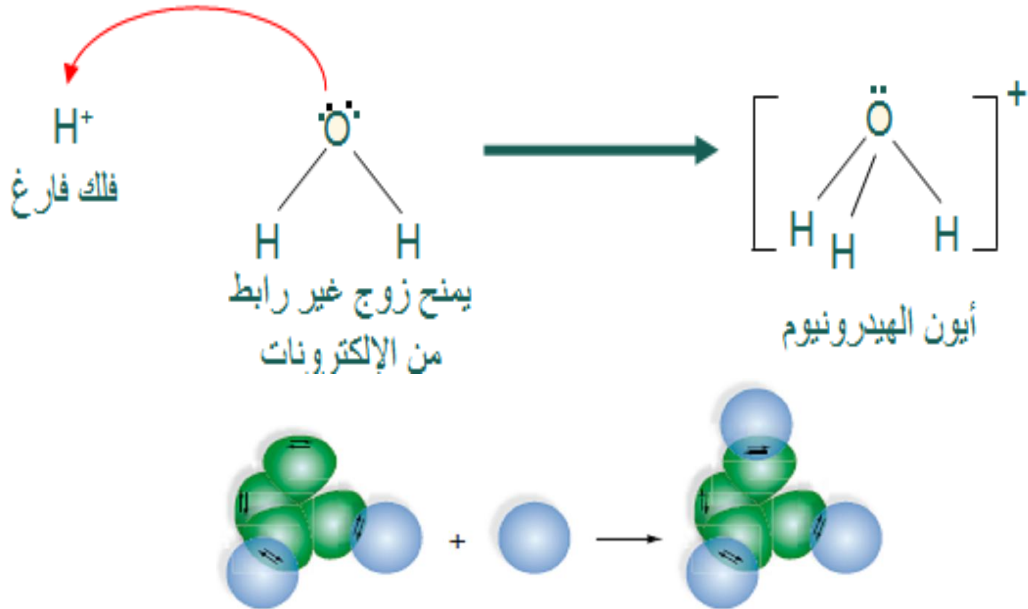
٢ - مفهوم برونستد -لوري للحموض والقواعد والأزواج المترافقة .

٦: أيون الهيدروجين H^+ هو البروتون فسر ذلك؟

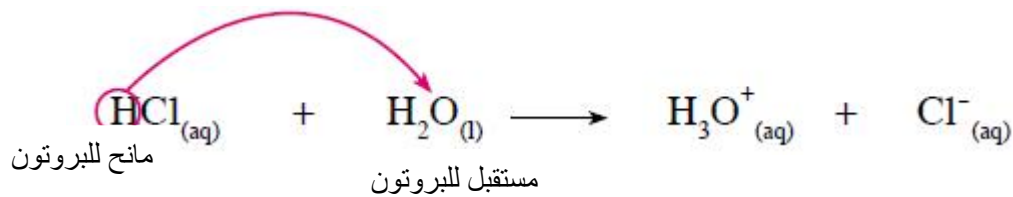
ج: ذرة الهيدروجين تحتوي على بروتون واحد فقط في نواتها بالإضافة إلى إلكترون واحد يدور حولها ، وعند تكوين ايون الهيدروجين H^+ تخسر هذه الذرة إلكترونها الوحيد ويتبقى منها بروتون فقط .

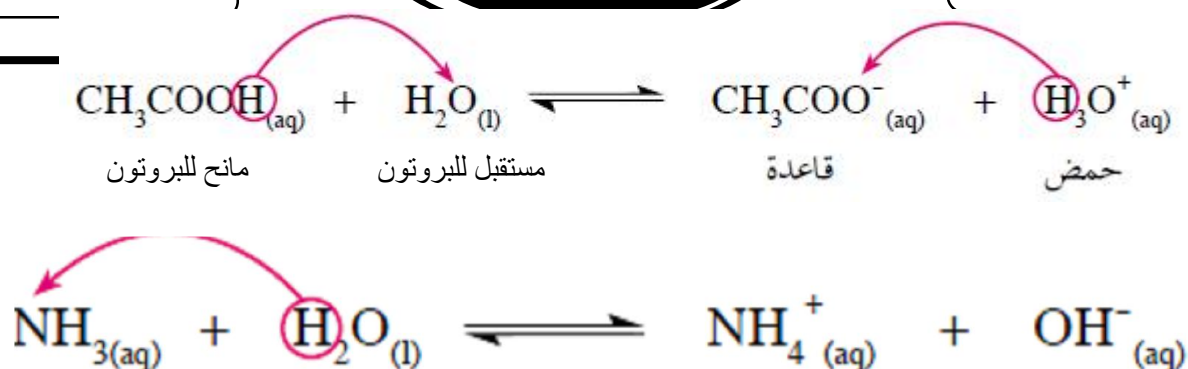
سؤال ٦: هل ممكن أن يوجد البروتون منفردا في الوسط المائي، فسر ذلك ؟

ج: لأن البروتون H^+ دقيقة متناهية في الصغر ذات كثافة كهربائية موجبة عالية ، لذا لا يتوقع وجودها منفردا في المحلول وإنما مرتبطة بزوج إلكترونات غير رابط على ذرة الأكسجين في جزيء الماء H_2O مكونا ما يعرف بأيون الهيدرونيوم .

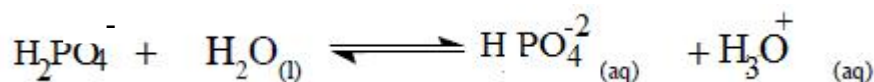
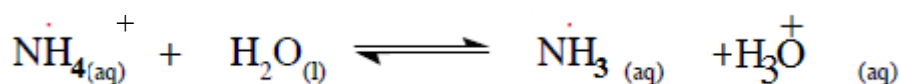


- الحمض عند برونستد -لوري: مادة قادرة على منح (إعطاء) بروتون H^+ لمادة أخرى .
 - القاعدة عند برونستد لوري :مادة قادرة على استقبال بروتون H^+ من مادة أخرى.
- ** أمثلة لتفسير خصائص الحموض التي أشار إليها أرهينيوس.**





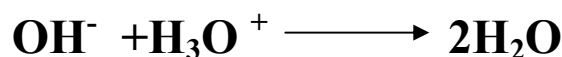
** أمثلة لتفسير خصائص الحموض التي لم يشر إليها أرهينيوس



أمثلة لتفسير خصائص قواعد التي لم يشر إليها أرهينيوس



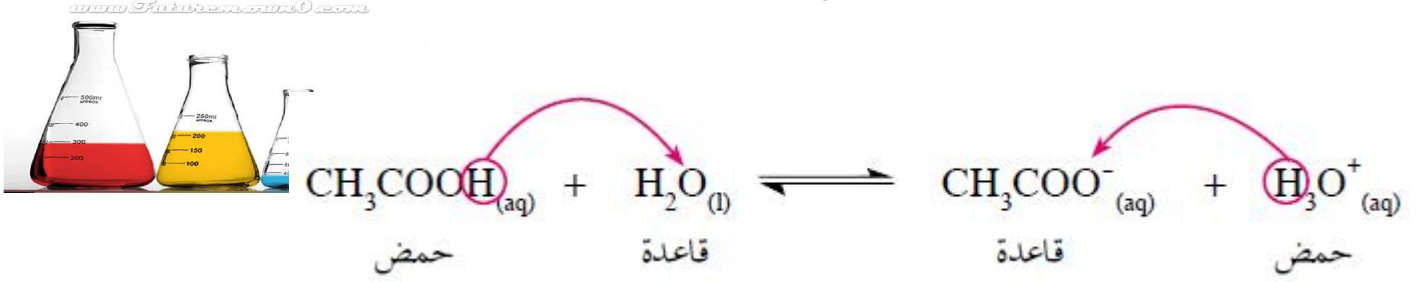
حسب مفهوم برونستد لوري يعتبر أيون OH^{-} قاعدة لأنها تستقبل H^{+} من H_3O^{+} الذي يعتبر حمضا لأنه مانحاً للبروتون H^{+} .



حمض قاعدة

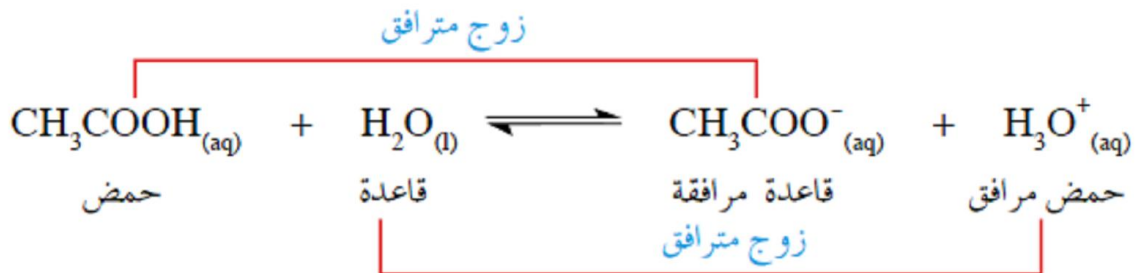
وفي التفاعلات المنعكسة، نلاحظ أن كلا التفاعلين: الأمامي والعكسي يتضمن انتقال للبروتون من الحمض إلى القاعدة،

فإذا تأملنا تفاعل حمض الإيثانويك CH_3COOH مع الماء كما في المعادلة التالية:

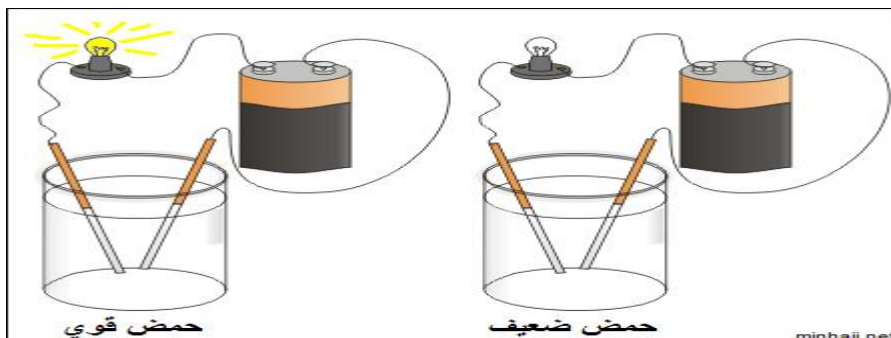
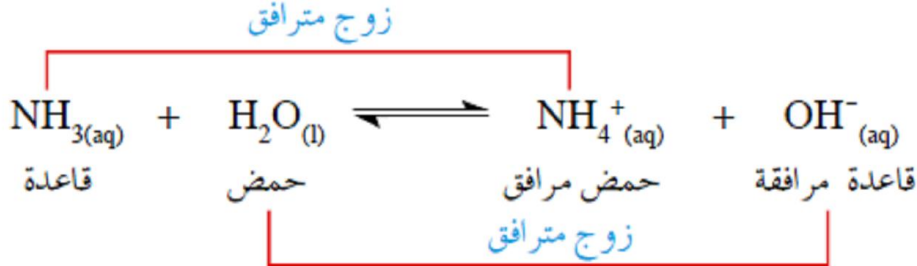


نجد أن CH_3COOH حمض في التفاعل الأمامي لأنه منح بروتون للماء وينتج عنه أيون الإيثانوات CH_3COO^- وجزء الماء يعد قاعدة لأنه يستقبل البروتون ويكون أيون الهيدرونيوم H_3O^+ .

بالنظر إلى التفاعل العكسي نلاحظ أن H_3O^+ يمنح بروتونا إلى أيون الإيثانوات، فيعد حمضا ويستقبل أيون الإيثانوات بروتون فيعد قاعدة ويسمى الحمض مع القاعدة التي تحول إليها زوجا مترافقا. فالماء H_2O هو قاعدة وأيون الهيدرونيوم هو الحمض المرافق الناتج عنه.
إذن:



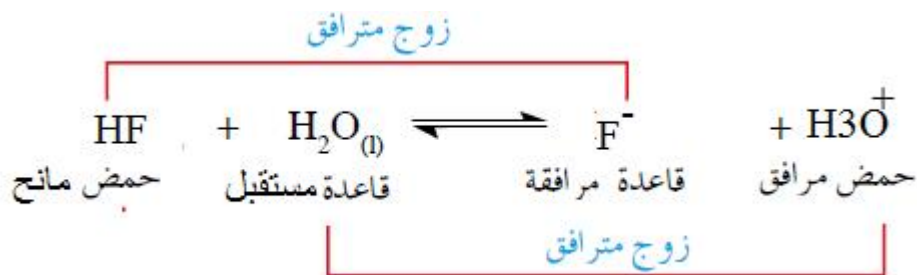
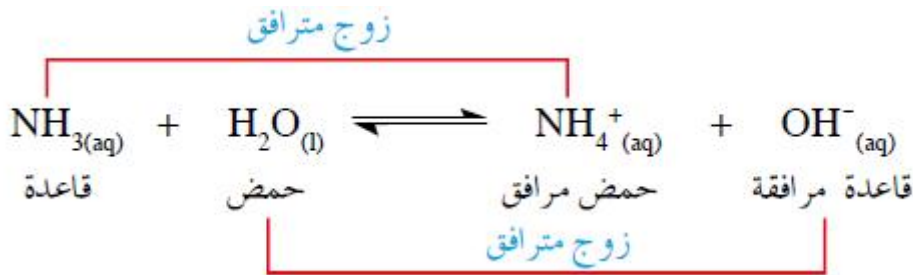
** وفي تفاعل الأمونيا مع الماء يمكن تمثيل الأزواج المترافقة على النحو التالي :



لاحظ أن ...!

١. تفاعل الحمض والقاعدة حسب برونستد-لوري يتضمن انتقال H^+ من الحمض إلى القاعدة.
٢. الماء سلك مرة كحمض ومرة كقاعدة وهذا لم يستطع تفسيره أرهينيوس وهو ان تسلك المادة كلا السلوكيين وهناك مواد أخرى غير الماء لها سلوكيين مثل $(H_2PO_4^- , HCO_3^- , HSO_4^-)$.
- مميزات عند برونستد لوري ليست موجودة عند أرهينيوس :
 ١. فسر السلوك الحمضي والقاعدي في الوسط المائي وغير المائي.
 ٢. فسرا لسلوك الحمضي والقاعدي ليس للجزيئات فقط بل كذلك الأيونات
 ٣. المادة الواحدة قد يكون لها سلوكيين حمضي وقاعدي معا وهذا لم يشر إليه أرهينيوس.

الأزواج المترافقة من الحموض والقواعد



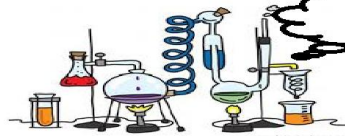
هيك بصير للي ما سجل
عند بلال نوفل



© Alex Banaykh • www.ClipartOf.com/33052

سؤال

أكمل الفراغات في الجدول الآتي:



معادلة التفاعل	ح	ق.م	ق	م.ح
$\text{HSO}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{HSO}_3^-(\text{aq})$				H_3O^+
$\text{N}_2\text{H}_4(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{N}_2\text{H}_5^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$			N_2H_4	
$\text{HCO}_3^-(\text{aq}) + \text{HF}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq}) + \text{F}^-(\text{aq})$				
	HF			
$\text{HSO}_3^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{SO}_3^{2-}(\text{aq})$		SO_3^{2-}		
$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{OH}^- + \text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+$	H_2O			



ملاحظة :

الحمض المرافق = القاعدة + H^+
 أوجد الحموض المرافقة لكل من المواد الآتية:

(سؤال)

المادة (القاعدة)	الحمض المرافق
NH_3	NH_4^+
N_2H_4	$N_2H_5^+$
OH^-	H_2O
NH_2^-	NH_3
$HCOO^-$	$HCOOH$
H_2O	H_3O^+
S^{-2}	HS^-
HPO_4^{-2}	$H_2PO_4^-$
Br^-	HBr

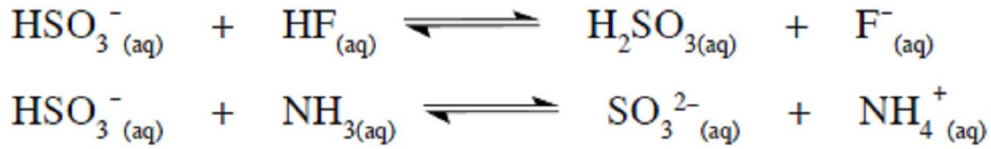
لاحظ أن ...!

القاعدة المرافقة = الحمض - H^+

أوجد القاعدة المرافقة لكل من المواد الآتية : ** (سؤال)

المادة (الحمض)	القاعدة المرافقة
NH_4^+	NH_3
$N_2H_5^+$	N_2H_4
HBr	Br^-
H_2O	OH^-
$HCOOH$	$HCOO^-$
HS^-	S^{-2}

لاحظ المعادلتين الآتيتين :



تسمى مثل هذه المواد بالمواد المترددة (الامفوتيرية) لأنها تستطيع أن تتفاعل كحمض أو قاعدة تبعا للظروف الموجودة فيها ومن الأمثلة على هذه المواد جزيء الماء H_2O والأيونات السالبة التي تحتوي في تركيبها على ذرة هيدروجين تكون قادرة على منحها لمادة أخرى مثل $\text{HCO}_3^-/\text{HS}^-$.

سؤال : ما هي عيوب مفهوم برونستد لوري؟

لم يوضح كيف يرتبط البروتون بالقاعدة، كما انه لم يستطيع تفسير سلوك الحمض أو القاعدة في بعض تفاعلات التي لا تتضمن انتقالا للبروتون بين المواد لذا فلا بد من وجود مفهوم أكثر شمولاً للحموض والقواعد من مفهوم برونستد لوري.

عين القاعدة المرافقة لكل من الحموض الآتية :

.....:HCOOH

.....:H₃O⁺

.....:HF



عين الحمض المرافق لكل من القواعد التالية :

.....:OH⁻ -١

.....:NO₃⁻ -٢

.....:NH₃ -٣



اكتب معادلات تبين سلوك كل من HCO_3^- و HS^- كحمض في تفاعلها مع N_2H_4 وكقاعدة مع HNO_2 ؟

.....

.....

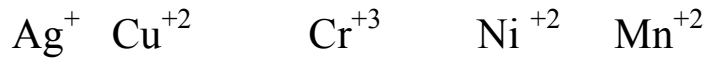
.....

.....

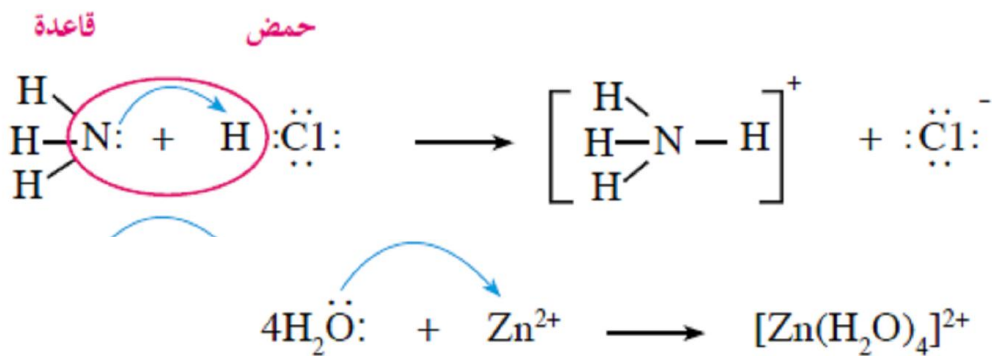
مفهوم لويس للحموض والقواعد

١- الحمض عند لويس : مادة تستطيع أن تستقبل زوجا أو أكثر من الالكترونات لأنها تمتلك فلك فارغ.

أ- استطاع لويس تفسير كل من حموض أرهينيوس وبرونستد لوري
ب- استطاع لويس تفسير كل من مركبات البيريليوم واليورون كحموض لويس
ج- استطاع تفسير كل من الايونات الموجبة للفلزات الانتقالية كحموض لويس.



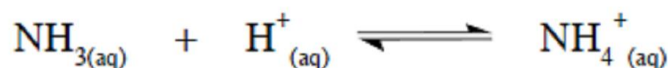
٢- القاعدة عند لويس: مادة تستطيع أن تعطي زوجا أو أكثر من الالكترونات
أ- استطاع تفسير كل من القواعد التي فسرها أرهينيوس وبرونستد لوري.
ب- استطاع تفسير كل من الايونات السالبة كقواعد لويس.
ج- استطاع تفسير جميع المركبات التي ذراتها المركزية المجموعة 5A/6A كقواعد $(\text{H}_2\text{O}, \text{NH}_3)$.



لاحظ أن ... القاعدة مادة تمتلك زوجا أو أكثر من الإلكترونات غير الرابطة تمنحها للحمض عندما تتفاعل معه مما يشير إلى أن الحموض تمتلك أفلاكا فارغة تستقبل زوجا أو أكثر من الإلكترونات غير الرابطة.

****** فسر لويس السلوك الحمضي أو القاعدي للمواد المختلفة اعتمادا على انتقال أزواج من الإلكترونات غير الرابطة أثناء حدوث التفاعل ، فمثلا عد تفاعل الأمونيا NH_3 مع الحمض HCl ، نجد أن ذرة النيتروجين في جزيء الأمونيا لديها زوج من الإلكترونات غير مرتبط بأي ذرة أخرى بينما تحتوي H^+ على فلك فارغ من الإلكترونات ولذلك يستقبل H^+ زوج من الإلكترونات من الأمونيا وتنشأ رابطة تناسقية بينهما ، وبهذا يكون H^+ في HCl حمضا والأمونيا قاعدة.

والمعادلة التالية توضح ذلك :



- استطاع لويس من خلال تعريفه أن يفسر السلوك الحمضي لأيونات الفلزات الانتقالية في تفاعلاتها كما في تفاعل الأيونات الخارصين مع الماء إذ تتكون روابط تناسقية بين أيون الخارصين الذي يحتوي على أفلاكا فارغة وأربعة جزيئات ماء يمنح كل منها زوجا من الإلكترونات غير الرابطة وبناء على ذلك يكون الماء قاعدة وأيون الخارصين حمضا كما في المعادلة التالية:



عزيزتي الطالبة :
الشهادة سلاح لكي فاجتهدى



■ حدّد حمض لويس وقاعدته في التفاعلات الآتية:



■ أكمل الفراغات في الجدول الآتي، والذي يقارن بين مفاهيم الحموض والقواعد لكل من

أرهينيوس وبرونستد-لوري ولويس:

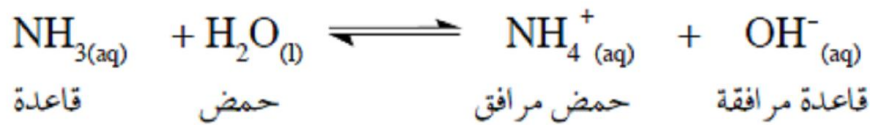
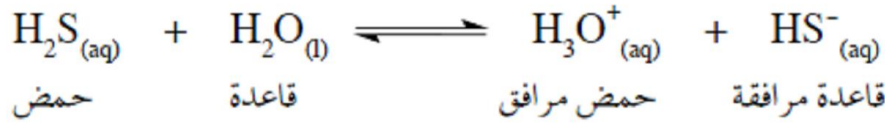
التعريف	الحمض	القاعدة
أرهينيوس	يزيد من تركيز H^+ عند إذابته في الماء	
		مستقبل لبروتون (H^+) في تفاعلاته
	مستقبل لزوج من الإلكترونات غير الرابطة	

فكر..... فكر..... أبداع تألق مع بلال نوفل



ثانيا : التآين الذاتي للماء

- سبق أن ذكرنا إلى أن الماء سلك سلوكا حمضيا في بعض التفاعلات وسلوكا قاعديا في تفاعلات أخرى كما في المعادلتين التاليتين:



والآن هل يمكنك تعيين الحمض والقاعدة في التفاعل الآتي:



لاحظ أن احد جزيئات الماء يكون مانحا للبروتون (حمض) والجزيء الثاني يكون مستقبلا للبروتون (قاعدة) حيث أثبتت الدراسات أن الماء النقي موصل ضعيف جدا للتيار الكهربائي وهذا يشير إلى تأينه فيها بدرجة ضعيفة جدا. ويطلق عليه التآين الذاتي للماء، إذا تكون أيونات الهيدرونيوم H_3O^+ وأيونات الهيدروكسيد OH^- في حالة اتزان مع جزيئات الماء غير المتأينه ويعبر عن ثابت الاتزان K_c للتفاعل على النحو الآتي:

$$\frac{[\text{OH}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_2\text{O}]^2} = K_c$$

ونظرا لأن درجة تأين الماء ضعيفة جدا فان تركيز الماء يعد ثابتا، وبالتالي يمكن إدخال تركيزه في ثابت الاتزان للماء، وعليه يمكن التعبير عن ثابت اتزان الماء باستخدام رمز K_w ويسمى ثابت تأين الماء وقد وجد أن :-

$$[\text{OH}^-][\text{H}_3\text{O}^+] = K_w = 1.0 \times 10^{-14} \text{ عند } 25^\circ\text{C}.$$

• عند نقطة التعادل :

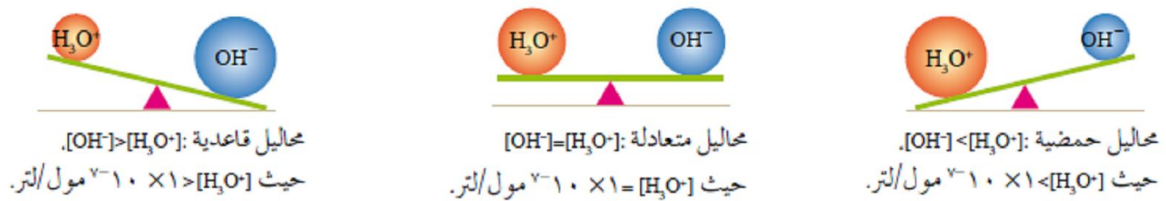
$$[\text{OH}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 1.0 \times 10^{-7} \text{ مول/لتر}.$$

• وفي الماء النقي (متعادل) يكون $[\text{OH}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 1.0 \times 10^{-7} \text{ مول/لتر}.$

لاحظ أن ...!

- إذا كان $[H_3O^+] < 1 \cdot 10^{-7}$ مول/لتر فإن المحلول حمضي.
- إذا كان $[H_3O^+] > 1 \cdot 10^{-7}$ مول/لتر فإن المحلول قاعدي.
- إذا كان $[H_3O^+] < [OH^-]$ فإن المحلول حمضي.

لاحظ أن ...!



الشكل (٢-١): العلاقة بين $[OH^-]$ و $[H_3O^+]$ في المحاليل المائية وطبيعتها.



- ١- إذا كان $[H_3O^+] = 1 \cdot 10^{-11}$ الجواب فإن المحلول
- ٢- إذا كان $[H_3O^+] = 1 \cdot 10^{-1}$ الجواب فإن المحلول



■ أكمل الفراغات في الجدول الآتي، وصنف المحاليل فيه إلى حمضية أو قاعدية أو متعادلة:

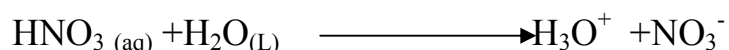
رقم المحلول	$[H_3O^+]$ مول/لتر	$[OH^-]$ مول/لتر	طبيعة المحلول
١	$1 \cdot 10^{-4}$		
٢		$2 \cdot 10^{-2}$	
٣			متعادل



سؤال

احسب تركيز H_3O^+ و OH^- في محلول حمض HNO_3 تركيزه 1.0×10^{-3} مول / لتر؟؟

الحل: حمض النيتريك قوي جدا ويتأين كلياً في الماء وفق المعادلة :



وبالتالي يكون $[H_3O^+] = [HNO_3] = 1.0 \times 10^{-3}$ مول / لتر

* لحساب تركيز $[OH^-]$ نستخدم العلاقة التالية:

$$\frac{K_w}{[H_3O^+]} = [OH^-]$$

$$[OH^-] [H_3O^+] = K_w$$

$$1.0 \times 10^{-11} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-3}} = [OH^-]$$

اختبر نفسك

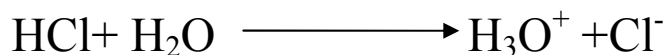
احسب $[H_3O^+]$ و $[OH^-]$ في المحاليل التالية :
١- محلول HBr تركيزه 1.0×10^{-4} مول / لتر

٢- محلول $NaOH$ تركيزه 1.0×10^{-3} مول / لتر



ثالثا : محاليل الحموض والقواعد القوية

ذكرنا سابقا أن الحموض تتفاوت في قوتها اعتمادا على قدرتها على التأين في الماء ومنحها للبروتون ، فمثلا يتأين الحمض القوي HCl تأينا كليا في الماء كما في المعادلة التالية :



لاحظ أن تأين ال HCl ينتج القاعدة المرافقة Cl^- التي لا ترتبط مع البروتون في المحلول ، فلا يتكون حمض HCl ولذلك يكون التفاعل غير منعكس وهذا يشير إلى أن Cl^- قاعدة مرافقة ضعيفة . وينطبق ذلك على الحموض القوية بوجه عام ، مثل :

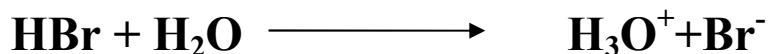


سؤال : ماذا يحدث لتركيز أيونات H_3O^+ و OH^- عند إضافة حمض قوي للماء النقي؟

للإجابة على هذا السؤال أدرس المثال الآتي :

مثال : احسب تركيز كل من $[\text{H}_3\text{O}^+]$ و $[\text{OH}^-]$ في محلول HBr الذي تركيزه 1.0×10^{-1} مول / لتر

الحل :



$$[\text{HBr}] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 1.0 \times 10^{-1} \text{ مول / لتر}$$

$$1.0 \times 10^{-1} = \frac{1 \times 10^{-14}}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = [\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}_3\text{O}^+]}$$

نلاحظ أن $[\text{OH}^-] < [\text{H}_3\text{O}^+]$ لذا فإن المحلول حمضي ###

احسب تركيز كل من $([\text{H}_3\text{O}^+]$ و $[\text{OH}^-])$ في كل من المحلولين التاليين:

١- محلول HCl تركيزه 2.0×10^{-3} مول / لتر؟

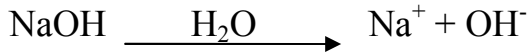
.....

٢- محلول HNO_3 تركيزه 5.0×10^{-1} مول / لتر ؟

.....



** تتفاوت القواعد أيضا بقوتها عند إضافتها إلى الماء النقي تبعاً لمقدار ما يتأين منها إذ أن القاعدة القوية تتأين كلياً في الماء فهيدروكسيد الصوديوم NaOH مثلاً يتأين كما في المعادلة التالية :-

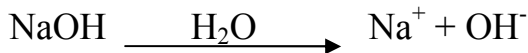


وينتج عن هذا التأين أيونات Na^+ التي لا تتفاعل عادة مع أيونات OH^- في المحلول لإعادة تكوين NaOH نظراً إلى أن قوى التجاذب بين أيونات Na^+ وجزيئات الماء أقوى منها بين أيونات Na^+ وأيونات OH^- ، وينطبق ذلك على القواعد القوية الأخرى، مثل LiOH ، KOH .

- ويمكن حساب تركيز أيونات H_3O^+ و OH^- عند إضافة قاعدة قوية كما في المثال الآتي :

سؤال
احسب تركيز كل من OH^- و H_3O^+ في محلول NaOH الذي تركيزه ٠.١ مول / لتر.

الحل:



$$[\text{NaOH}] = [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-1} \text{ مول / لتر}$$

$$1 \times 10^{-13} \text{ مول / لتر} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-1}} = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

**** لاحظ انه عند إضافة قاعدة قوية إلى الماء يزداد تركيز أيونات OH^- ويقل تركيز أيونات H_3O^+ .**

احسب تركيز كل من OH^- و H_3O^+ في كل من المحلولين الآتين:

١- محلول KOH تركيزه 4×10^{-2} مول / لتر

٢- محلول LiOH حضر بإذابة 2.5×10^{-4} مول منه في الماء، للحصول على محلول حجمه ١٠٠ مل.



.....

.....

.....

.....

ملاحظات



- في الحموض القوية أحادية البروتون ($\text{HCl}/\text{HNO}_3/\text{HBr}/\text{HClO}_4/\text{HI}$) يكون $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{الحمض القوي أحادي البروتون}]$.
- في الحموض القوية ثنائية البروتون (H_2SO_4) يكون $[\text{H}_3\text{O}^+] = 2 \times [\text{الحمض القوي ثنائي البروتون}]$.
- في القواعد القوية أحادية الهيدروكسيد ($\text{NaOH}/\text{KOH}/\text{LiOH}$) يكون $[\text{OH}^-] = [\text{القاعدة القوية أحادية الهيدروكسيد}]$.
- في القواعد القوية ثنائية الهيدروكسيد ($\text{Mg}(\text{OH})_2/\text{Ca}(\text{OH})_2/\text{Ba}(\text{OH})_2$) يكون $[\text{OH}^-] = 2 \times [\text{القاعدة القوية ثنائية الهيدروكسيد}]$.

تذكر عزيزي الطالب :

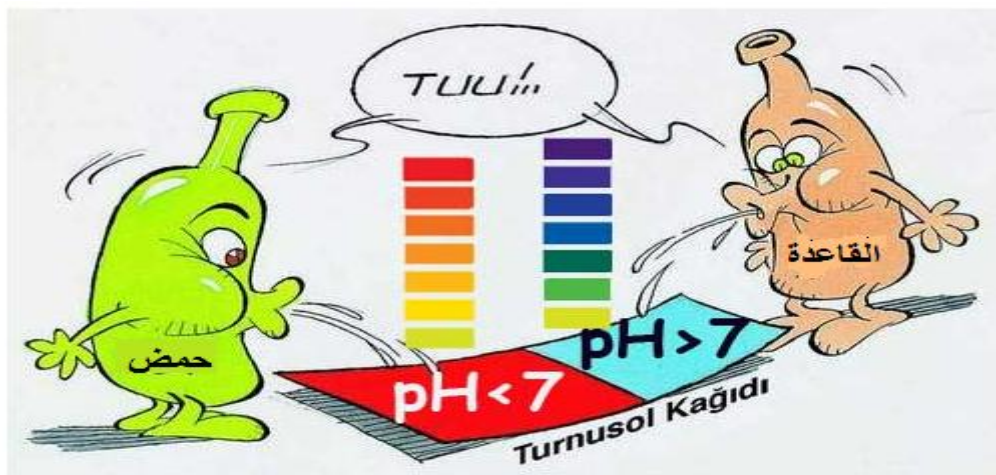
$$\text{التركيز المولاري} = \frac{\text{عدد مولات المذاب}}{\text{حجم المحلول باللتر}}$$

$$\text{عدد المولات} =$$

$$\frac{\text{الكتلة (غم)}}{\text{الكتلة المولية (غم/مول)}}$$



رابعاً: الرقم الهيدروجيني PH



- الرقم الهيدروجيني (PH) :- هو اللوغاريتم السالب للأساس ١٠ لتركيز أيون الهيدرونيوم H_3O^+ في المحلول.

• $PH = -\log[H_3O^+]$

• $PH - ١٠ = [H_3O^+]$



احسب الرقم الهيدروجيني PH لمحلول HI الذي تركيزه $١٠^{-٣}$ مول / لتر؟؟؟

الحل:

$[HI] = [H_3O^+] = ١٠^{-٣}$ مول / لتر

$PH = -\log[H_3O^+] = -\log ١٠^{-٣} = ٣$



احسب الرقم الهيدروجيني PH لمحلول KOH الذي تركيزه ٢×١٠^{-٢} مول / لتر؟؟؟ (لو $٥ = ٠.٧$)

الحل:

• $[KOH] = [OH^-] = ٢ \times ١٠^{-٢}$ مول / لتر

• $[H_3O^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{2 \times 10^{-2}} = ٥ \times ١٠^{-١٣}$ مول / لتر

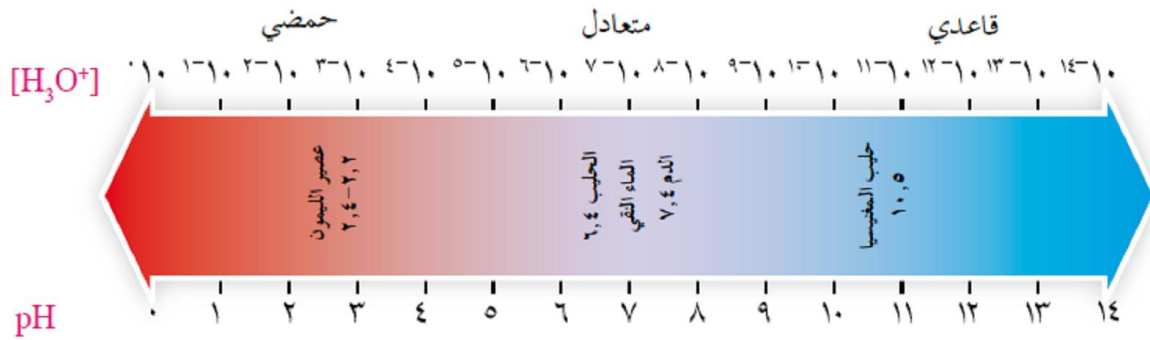
• $PH = -\log[H_3O^+] = -\log ٥ \times ١٠^{-١٣}$

• $= ١٣ - ٠.٧$

• $= ١٢.٣$

** لاحظ أن ...!

- الرقم الهيدروجيني للماء النقي = 7
- الرقم الهيدروجيني للمحاليل الحمضية أقل من 7
- الرقم الهيدروجيني للمحاليل القاعدية أكبر من 7

الشكا (١-٣): العلاقة بين $[H_3O^+]$ و pH.

** استنتاج :

١. قيمة PH تقل مع ازدياد حموضة المحلول وتزداد بنقصانها أي علاقة عكسية
٢. قيمة PH للمحاليل القاعدية بشكل عام اكبر من المحاليل الحمضية .

** اختبار نفسك: احسب الرقم الهيدروجيني PH لكلا من المحلولين الآتيين:

- حمض البيروكلوريك $HClO_4$ الذي تركيزه 1.5×10^{-2} مول /لتر.
- حمض HBr الذي تركيزه 3×10^{-3} مول /لتر
- علما بأن لو $1.5 = 0.18$ ، لو $3 = 0.5$

الحل:

.....

.....

سؤال: بين أي المحلولين السابقين أكثر حمضية؟

.....

سؤال
عينة من عصير البرتقال لها رقم هيدروجيني = ٥.٨ فما تركيز H_3O^+ و OH^- في العينة ؟

علما ان لو $1.6 = 0.2$

.....

.....

.....

.....

سؤال
إذا علمت أن قيمة PH لعينة دم الإنسان = ٧.٤، فما تركيز أيون الهيدرونيوم H_3O^+ في دمه

علما بان لو $4 = 0.6$ ؟؟

.....

.....

.....

سؤال
أذيب ٩.٨ غ من حمض H_2SO_4 في الماء ليصل حجم المحلول إلى ٢٠٠ سم^٣، احسب درجة الحموضة PH علما بأن الكتلة المولية للحمض $\text{H}_2\text{SO}_4 = 98$ غ/مول؟؟

.....

.....

.....

سؤال
احسب كتلة HCl المذابة ليصل حجم المحلول إلى لتر ودرجة الحموضة = ١

علما بان الكتلة المولية للحمض $\text{HCl} = 36.5$ غ/مول ؟

.....

.....

سؤال ١. أذيب ٠.١ مول من القاعدة KOH ليصل حجم المحلول ١٠٠ سم^٣ احسب درجة الحموضة PH؟

سؤال ٢. أذيب ١.٧١ غم من $Ba(OH)_2$ في الماء ليصل حجم المحلول إلى ٢٠٠ سم^٣ فإذا علمت أن الكتلة المولية لـ $Ba(OH)_2$ تساوي ١٧١ غم / مول احسب PH؟؟

سؤال ٣: في محلول KOH ، وجد أن تركيز الأيون الموجب K^+ يساوي ٠.٠١ مول / لتر احسب قيمة PH ؟



ti087a0054 www.fotosearch.com

ملاحظة: عزيزي الطالب يرجى حل جميع أسئلة الفصل من الكتاب المدرسي في الصفحات (٢٥، ٢٦).

تطبيقات حياتية

كيف يمكن تغيير لون أزهار نبات القرطاسيا؟
 لنبات القرطاسيا أزهارا متعددة الألوان تتغير بتغير درجة الحموضة للتربة التي تنمو فيها ، وقد استفاد المزارعون من هذه الظاهرة ، فقاموا بتغيير لون أزهارها عن طريق التحكم بدرجة حموضة التربة التي تنبت فيها ، فيغيروا لونها من الزهري إلى الأزرق والعكس اعتمادا على امتصاص النبتة للألمنيوم فإذا كانت التربة حمضية والرقم الهيدروجيني لها أقل من ٦ فإن النبتة تمتص الألمنيوم ويكون لونها أزرق .
 وأما إذا كانت التربة قاعدية فلا تستطيع النبتة امتصاص الألمنيوم ويكون لونها زهري ، فالمزارع يستطيع تغيير PH للتربة للحصول على لون النبتة المرغوب ، فإذا أراد نبتة بلون زهري أضاف الكلس (كربونات الكالسيوم) إلى التربة لرفع الرقم الهيدروجيني لها
 وإذا أراد اللون الأزرق فإنه يضيف كبريتات الألمنيوم والقليل من الخل مع ماء الري لتقليل الرقم الهيدروجيني للتربة.



الشكل (١-٤): نبات القرطاسيا.



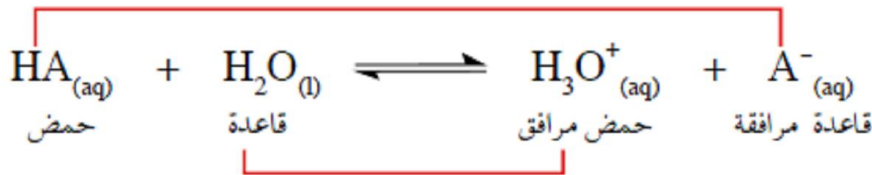
الفصل الثاني :- الاتزان في محاليل الحموض والقواعد الضعيفة

- تمهيد:

هناك العديد من الحموض الضعيفة التي نستخدمها في حياتنا مثل الأسبرين المسكن للألام ، وحمض الاسكوربيك المعروف بفيتامين ج ، وحمض الكربونيك الموجود في المشروبات الغازية ، وكذلك العديد من القواعد الضعيفة ، مثل كربونات الصوديوم المائية (صودا الغسيل) التي تدخل في تركيب مساحيق غسيل الملابس . وقد تبين أنه يسهل حساب الرقم الهيدروجيني لمحاليل الحموض والقواعد القوية ولكن الحموض والقواعد الضعيفة تتأين جزئياً بدرجات متفاوتة فكيف يمكن حساب الرقم الهيدروجيني لمحاليلها ؟

أولاً : الاتزان في محاليل الحموض الضعيفة

عرفت سابقاً أن الحموض القوية تتأين كلياً في الماء فيكون التفاعل غير منعكس بينما تتأين الحموض الضعيفة جزئياً ، فيكون التفاعل منعكساً فمثلاً يتأين الحمض الضعيف HA جزئياً كما في المعادلة التالية :



* لاحظ انه ينتج عن تأين الحموض الضعيفة، بالإضافة لأيون الهيدرونيوم الأيون السالب A^- الذي يعد قاعدة مرافقة قوية نسبياً يمكنها أن ترتبط بأيون الهيدرونيوم في المحلول وتكون الحمض HA من جديد فتصل الأيونات الناتجة وجزئيات الحمض الغير المتأينة إلى حالة الاتزان ويمكن التعبير عن ثابت الاتزان للتفاعل السابق عند درجة حرارة محددة على النحو التالي:

$$\frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}][\text{H}_2\text{O}]} = K_c$$

وبما أن تركيز الماء لا يتغير في المحاليل بدرجة كبيرة، فيمكن اعتباره ثابتاً، ودمجه مع ثابت الاتزان K_c ، وعندها يرمز لثابت الاتزان بالرمز K_a ، ويسمى بثابت تأين الحمض الضعيف، ويعبر عنه رياضياً كما يأتي:

$$\frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA]} = K_a$$

ويتضح من العلاقة السابقة أن قيمة K_a تزداد بزيادة تركيز H_3O^+ ، وهذا التركيز يزداد بزيادة قدرة الحمض على التأين، وهو ما يطلق عليه قوة الحمض، أي أن قيمة K_a تزداد بزيادة قوة الحمض وبهذا تعد قيمة K_a مقياساً لهذه القوة، وتجدر الإشارة إلى أنه كلما زادت قوة الحمض قلت قوة القاعدة المرافقة الناتجة عن تأينه، لأن زيادة قوة الحمض تؤدي إلى زيادة مقدار التأين فيصعب على الأيونات الناتجة الارتباط معا لإعادة تكون الحمض. نستنتج:

$K_a \uparrow$ $[H_3O^+] \uparrow$ قوة الحمض $\uparrow$ PH $\downarrow$ قوة القاعدة المرافقة $\downarrow$

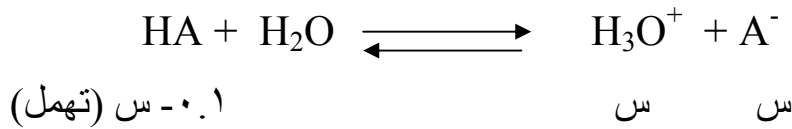
الجدول (١-١): قيم ثوابت التأين لعدد من الحموض الضعيفة عند ٢٥°س.

اسم الحمض	الصيغة	K_a
حمض الكبريتيك	H_2SO_3	1.5×10^{-2}
حمض الهيدروفلوريك	HF	7.2×10^{-4}
حمض النيتريت	HNO_2	4×10^{-4}
حمض الميثانويك	HCOOH	1.7×10^{-4}
حمض البنزويك	C_6H_5COOH	6.5×10^{-5}
حمض الايثانويك	CH_3COOH	1.8×10^{-5}
حمض الكربونيك	H_2CO_3	4.3×10^{-7}
حمض الهيوكلوريت	HOCl	3.5×10^{-8}
حمض هيدروسيانيك	HCN	6.2×10^{-10}



سؤال
محلول حمض ضعيف HA تركيزه (0.1) مول/لتر، ورقمه الهيدروجيني يساوي 2.8 احسب قيمة Ka إذا علمت أن $1.6 \times 10^{-3} = 0.2$ ؟

الحل :



$$10^{-\text{PH}} = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$10^{-2.8} = 1.6 \times 10^{-3}$$

$$1.6 \times 10^{-3} = 0.2 \text{ مول/لتر} = \boxed{\text{س}}$$

$$\frac{\text{س}^2}{[\text{HA}]} = K_a$$

$$1.6 \times 10^{-3} = \frac{(1.6 \times 10^{-3})^2}{0.1} = K_a$$

بالرجوع إلى الجدول (1-1) أجب عن الأسئلة الآتية :

- 1- احسب PH لمحلول HF الذي تركيزه 0.2 مول/لتر (لو $1.2 \times 10^{-4} = 0.08$) ؟
- 2- احسب تركيز محلول حمض HNO_2 الذي له $\text{PH} = 2.4$ إذا علمت أن $4 \times 10^{-6} = 0.6$ ؟
- 3- احسب قيمة Ka لمحلول الحمض الضعيف HZ الذي تركيزه 0.2 مول/لتر ورقمه الهيدروجيني يساوي 4 ؟

.....

.....

.....

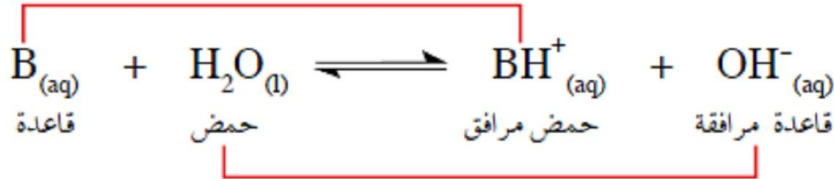
.....

.....

ثانيا : الاتزان في محاليل القواعد الضعيفة

تتأين القواعد الضعيفة جزئيا في الماء وينتج عنها أيون موجب يعد حمضا مرافقا قويا نسبيا ، لذا فهو يتفاعل مع أيون OH^- في المحلول ويكون القاعدة من جديد إلى أن تصل الايونات الناتجة وجزئيات القاعدة غير المتأينة إلى حالة الاتزان .

فمثلا تتأين القاعدة الضعيفة B كما في المعادلة التالية :



ويمكن التعبير عن ثابت الاتزان للتفاعل على النحو الآتي :

$$\frac{[\text{OH}^-] [\text{BH}^+]}{[\text{H}_2\text{O}] [\text{B}]} = K_c$$

وكما في الحموض الضعيفة فإن تركيز الماء يبقى ثابتا ، ويمكن دمج مع ثابت الاتزان K_c وعندها يرمز له بالرمز K_b ويسمى ثابت تأين القواعد الضعيفة ويعبر عنه رياضيا على النحو التالي:

$$\frac{[\text{OH}^-] [\text{BH}^+]}{[\text{B}]} = K_b$$

****** يتضح من العلاقة الرياضية السابقة ، أن قيمة ثابت تأين القاعدة الضعيفة K_b يزداد بزيادة تركيز OH^- ، وهذا التركيز يزداد بزيادة قدرة القاعدة على التأين ، وهي ما يطلق عليه بقوة القاعدة ، أي أن قيمة K_b تزداد بزيادة قوة القاعدة ، وبهذا تعد قيمة K_b مقياسا لقوة القاعدة وتجدر الإشارة هنا انه كلما زادت قوة القاعدة قلت قوة الحمض المرافق الناتج عن تأينها.

استنتاج:

↓	↓	↑	↑	↑	↑
قوة الحمض المرافق	$[\text{H}_3\text{O}^+]$	PH	قوة القاعدة	$[\text{OH}^-]$	K_b

الجدول (١-٢): قيم ثوابت التأيّن لعدد من القواعد الضعيفة عند ٢٥°س.

اسم القاعدة	صيغة القاعدة	معادلة التأيّن	K _b
إيثيل أمين	C ₂ H ₅ NH ₂	C ₂ H ₅ NH ₂ + H ₂ O ⇌ C ₂ H ₅ NH ₃ ⁺ + OH ⁻	٦,٥ × ١٠ ^{-٤}
ميثيل أمين	CH ₃ NH ₂	CH ₃ NH ₂ + H ₂ O ⇌ CH ₃ NH ₃ ⁺ + OH ⁻	٤,٤ × ١٠ ^{-٤}
أمونيا	NH ₃	NH ₃ + H ₂ O ⇌ NH ₄ ⁺ + OH ⁻	٨,١ × ١٠ ^{-٥}
هيدرازين	N ₂ H ₄	N ₂ H ₄ + H ₂ O ⇌ N ₂ H ₅ ⁺ + OH ⁻	٣,١ × ١٠ ^{-٦}
بيريدين	C ₅ H ₅ N	C ₅ H ₅ N + H ₂ O ⇌ C ₅ H ₅ NH ⁺ + OH ⁻	٧,١ × ١٠ ^{-٩}
أنيلين	C ₆ H ₅ NH ₂	C ₆ H ₅ NH ₂ + H ₂ O ⇌ C ₆ H ₅ NH ₃ ⁺ + OH ⁻	٨,٣ × ١٠ ^{-١٠}

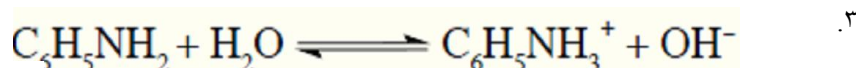


■ بالرجوع إلى الجدول (١-٢)، أجب عن الأسئلة الآتية:

- ◀ أيهما أقوى: القاعدة NH₃، أم القاعدة N₂H₄؟
- ◀ اكتب صيغة الحمض المرافق للأضعف في الجدول.
- ◀ حدّد الأزواج المترافقة في محلول القاعدة الأضعف.
- ◀ أيّ المحلولين يكون تركيز OH⁻ فيه أعلى: محلول الأمونيا NH₃، أم محلول البيريدين C₅H₅N، إذا كان لهما التركيز نفسه؟
- ◀ أيّ المحلولين رقمه الهيدروجيني أقل: أهو محلول ميثيل أمين، أم محلول الهيدرازين، إذا كان لهما التركيز نفسه؟

الأجوبة:

١. NH₃
٢. الحمض المرافق للأضعف C₂H₅NH₃⁺



- ٣.
- ٤- الأمونيا NH₃
- ٥- الهيدرازين N₂H₄



احسب الرقم الهيدروجيني لمحلول الامونيا الذي تركيزه ٠.٤ مول /لتر علما بأن Kb للأمونيا = ١.٨ * ١٠^{-٥} ؟؟



التراكيز عند
الاتزان

٠.٤ - س
تھمل

$$\frac{[\text{OH}^-]^2}{[\text{NH}_3]} = K_b$$

$$[\text{OH}^-]^2 = 1.8 \times 10^{-5} \times 0.4$$

$$[\text{OH}^-] = 2.68 \times 10^{-3} \text{ مول / لتر}$$

$$\frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$\begin{aligned} &= \frac{1 \times 10^{-14}}{2.68 \times 10^{-3}} \\ &= 3.7 \times 10^{-12} \text{ مول / لتر} \\ &= \text{PH} - \text{لو} = 3.7 \times 10^{-12} \\ &= 12 - 0.6 \\ &= 11.4 \end{aligned}$$



كم غراما من الهيدرازين N_2H_4 يلزم لتحضير محلول حجمه ٠.٢ لترا ورقمه الهيدروجيني

١٠.٨ علما بأن : Kb = ١.٣ * ١٠^{-٦} والكتلة المولية له = ٣٢ غم /مول لو ١.٦ = ٠.٢ ؟

الحمض	Ka
HClO	3×10^{-8}
HNO ₂	5×10^{-4}
CH ₃ COOH	1.8×10^{-5}

سؤال : اعتمادا على الجدول المجاور

أجب عن الأسئلة التي تليه :

١- أكتب صيغة الحمض الأقوى؟

٢- أكتب صيغة القاعدة المرافقة الأقوى؟

٣- إذا تساوت محاليل الحموض في التركيز

فأيها له أقل قيمة PH؟

الحل:

١. HNO₂

٢. ClO⁻

٣. HNO₂

سؤال الجدول التالي يبين عدد من المحاليل الافتراضية وقيم PH لها

المحلول	A	B	C	D	E	F
PH	٤.٥	٨.٧	٠	٧	١٢	١

فأي المحاليل يمثل :

١- القاعدة الأقوى

٢- محلول NaCl

٣- محلول فيه $[HNO_3] = 0.1$ مول / لتر

٤- قاعدة فيها $[OH^-]$ يساوي 5×10^{-6} مول / لتر

٥- حمضا فيه $[H_3O^+]$ يساوي 3×10^{-10} مول / لتر

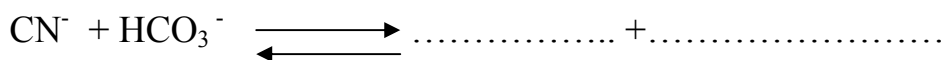
الحل : ١- E ٢- D ٣- F ٤- B ٥- A

سؤال: حدد حمض وقاعدة لويس في محلول $[Co(NH_3)_4]^{2+}$

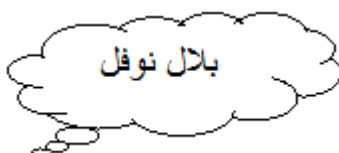
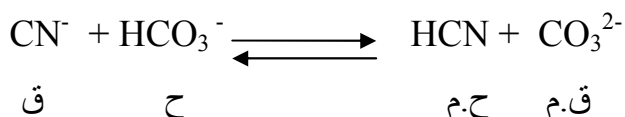
الحل: حمض لويس Co^{+2} قاعدة لويس: NH_3



سؤال : أكمل الفراغات في المعادلة الآتية ثم حدد الأزواج المترافقة من الحمض والقاعدة:



الحل :



لديك خمسة محاليل بتركيزات محددة ، معتمدا على المعلومات في الجدول أجب

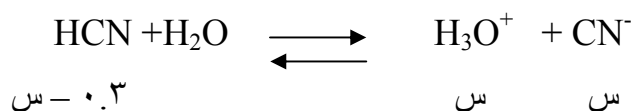
عن الأسئلة التالية:

- ١- احسب PH لمحلول HCN ؟
- ٢- احسب قيمة Kb لمحلول NH₃ ؟
- ٣- ما صيغة الحمض المرافق الأقوى ؟
- ٤- أي الحمضين له أعلى Ka (HNO₂ أم HCN)

الحل :

١-

المحلول	المعلومات	تركيز المحلول
HCN	$K_a = 4.9 \times 10^{-10}$	٠.٣
HNO ₂	$[\text{NO}_2^-] = 1.2 \times 10^{-2}$	٠.٣
N ₂ H ₄	$K_b = 1 \times 10^{-6}$	٠.٢
NH ₃	$[\text{NH}_4^+] = 1.9 \times 10^{-3}$	٠.٢
N ₂ H ₅ Cl	$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \times 10^{-2}$	٠.٥

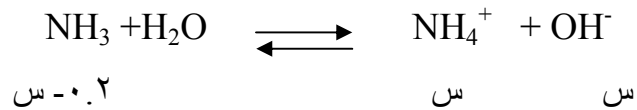


$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CN}^-]}{[\text{HCN}]} = \frac{(1.2 \times 10^{-2})^2}{0.3} = 4.9 \times 10^{-10}$$

س = [H₃O⁺]

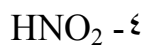
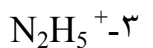
PH = -لو ١.٢ * ١٠^{-١٠} = ٤.٩٢

٢-

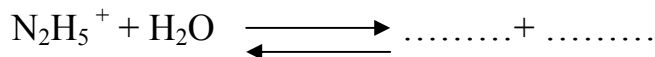


٠.٢ - س

$$1.8 \times 10^{-10} = \frac{(1.9 \times 10^{-3})^2}{[0.2]} = \frac{[OH^-]^2}{[NH_3]} = K_b$$



في المعادلة التالية :

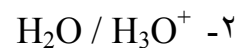
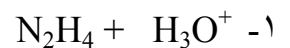


١- أكمل المعادلة السابقة

٢- حدد الأزواج المترافقة من الحموض والقواعد

٣- ما أثر إضافة $\text{N}_2\text{H}_5\text{Cl}$ على قيمة الـ PH لمحلول قاعدة (تزداد ، تقل ، تبقى ثابتة)

الحل:



ق.م

ح

ق

ح.م

٣- تقل

احسب عدد مولات Ba(OH)_2 اللازم إذابتها في الماء النقي لتكوين محلول حجمه ٥ لترات وقيمة PH له = ١٠

الحل :

$$[H_3O^+] = 10^{-10} \text{ مول / لتر}$$

$$\frac{K_w}{[H_3O^+]} = [OH^-]$$

$$\frac{1 \cdot 10^{-14}}{10^{-10}} =$$

$$= 1 \cdot 10^{-4} \text{ مول / لتر}$$

لأن ال $Ba(OH)_2$ قاعدة قوية ثنائية الهيدروكسيد فإن تركيزها =

$$\frac{[OH^-]}{2} = 1 \cdot 10^{-4} \text{ مول / لتر}$$

$$\frac{g}{V} = [Ba(OH)_2]$$

$$\frac{g}{5} = 1 \cdot 10^{-4}$$

$$\text{عدد المولات} = 1 \cdot 10^{-4} \cdot 25 = 2.5 \cdot 10^{-5} \text{ مول}$$



يبين الجدول التالي قيم K_b لعدد من القواعد متساوية التركيز (0.1) مول / لتر، اجب عن الأسئلة التي تليه :

القاعدة	NH_3	CH_3NH_2	N_2H_4	$C_6H_5NH_2$
K_b	$2 \cdot 10^{-5}$	$4 \cdot 10^{-4}$	$1 \cdot 10^{-6}$	$4 \cdot 10^{-10}$

١- ما صيغة الحمض المرافق الأقوى؟

٢- أي محاليل القواعد المذكورة يكون فيها $[H_3O^+]$ الأقل؟

الحل :

١- $C_6H_5NH_3^+$

٢- CH_3NH_2



اعتمادا على الجدول الآتي الذي يبين قيم Kb لعدد من محاليل القواعد متساوية التركيز :

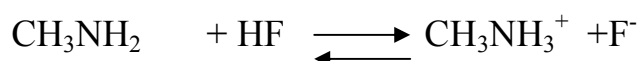
أجب عما يلي :

القاعدة	NH ₃	CH ₃ NH ₂	N ₂ H ₄	C ₆ H ₅ NH ₂
Kb	٢*١٠ ^{-٥}	٤*١٠ ^{-٤}	١*١٠ ^{-٦}	٤*١٠ ^{-١٠}

١- ما صيغة الحمض المرافق الأقوى؟

٢- اكتب معادلة تفاعل NH₃ مع الماء؟

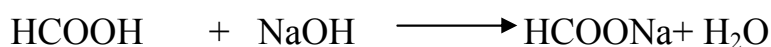
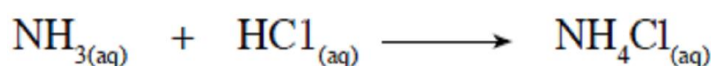
٣- حدد الزوجين المترافقين من الحمض والقاعدة في التفاعل التالي:



٤- احسب قيمة PH لمحلول 0.01 مول/لتر من N₂H₄ ؟

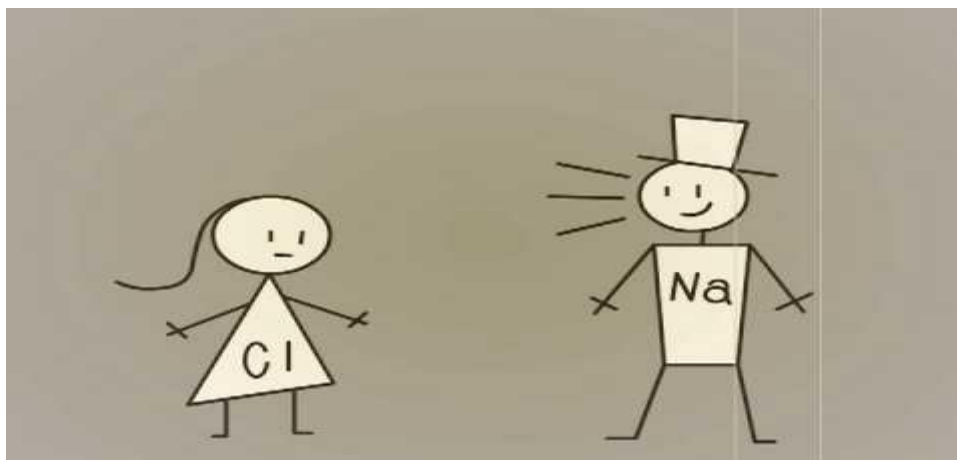
ثالثا : الخواص الحمضية والقاعدية لمحاليل الأملاح

* الملح هو عبارة عن مركب أيوني ينتج عن تعادل حمض مع قاعدة ، وكما تعلم عزيزي الطالب فان ملح كلوريد الصوديوم ينتج عن تعادل الحمض القوي HCl مع القاعدة القوية NaOH ، وأما ملح ميثانات الصوديوم HCOONa ينتج عن تعادل الحمض الضعيف HCOOH مع القاعدة القوية NaOH ، في حين أن ملح كلوريد الأمونيوم NH₄Cl ينتج عند تعادل الحمض القوي HCl مع القاعدة الضعيفة NH₃ كما هو مبين في المعادلات الآتية :



*انظر الجدول الآتي عزيزي الطالب :

المحلول	الحمض	القاعدة	PH	طبيعة المحلول
CH_3COONa	CH_3COOH ضعيفة	NaOH قوية	أكبر من ٧	قاعدي
$\text{Ba}(\text{NO}_2)_2$	HNO_2 ضعيف	$\text{Ba}(\text{OH})_2$ قوية	أكبر من ٧	قاعدي
NH_4Cl	HCl قوي	NH_3 ضعيفة	أقل من ٧	حمضي
NH_4NO_3	HNO_3 قوي	NH_3 ضعيفة	أقل من ٧	حمضي
LiBr	HBr قوي	LiOH قوية	$\text{pH} = 7$	متعادل
KClO_4	HClO_4 قوي	KOH قوية	$\text{pH} = 7$	متعادل
$\text{CH}_3\text{NH}_3\text{Cl}$	HCl قوي	CH_3NH_2 ضعيفة	أقل من ٧	حمضي
$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3\text{Br}$	HBr قوي	$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$	أقل من ٧	حمضي



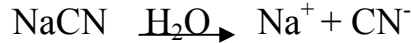
وضح الفرق بين الذوبان والتميه ؟

- التميّه : قدرة أيونات الملح على التفاعل مع الماء وإنتاج أيونات H_3O^+ أو OH^- .
- الذوبان: عملية تفكك الملح إلى أيونات ليس لها القدرة على التفاعل مع الماء مثل NaCl مما يبقي على تركيز أيونات H_3O^+ أو OH^- كما هي في المحلول وبذلك يكون محلول الملح متعادلا.

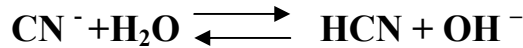
١- الأملاح القاعدية: وهي الأملاح التي عند إذابتها في الماء تصبح PH لها أكبر من ٧ وهذه الأملاح تنتج من تفاعل قاعدة قوية مع حمض ضعيف.

مثل [NaCN, KCN, NaF, KF, CH₃COONa, RCOOK]

مثال : يتأين سيانيد الصوديوم NaCN في الماء كما في المعادلة التالية



* نلاحظ أن أيونات الصوديوم Na⁺ مصدرها القاعدة القوية NaOH، وهي لا تتفاعل مع الماء وتبقى في المحلول على شكل أيونات، فلا تؤثر في تركيز H₃O⁺ أو OH⁻، وأما أيونات CN⁻ فهي تعد قاعدة مرافقة قوية نسبياً للحمض الضعيف HCN حسب مفهوم برونستد - لوري، فهي تتفاعل مع الماء وستسحب منه H⁺ ويتكون نتيجة لذلك حمض HCN وايون الهيدروكسيد فيزداد تركيزه في المحلول وتزداد قاعديته ويصبح الرقم الهيدروجيني أكبر من ٧ ويكون ملح ذو تأثير قاعدي.



سؤال : فسر بالمعادلات السلوك القاعدي لكل من الأملاح الآتية :

HCOONa-1

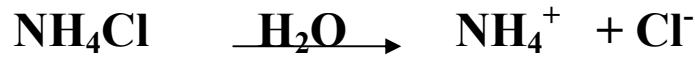
-2:KClO



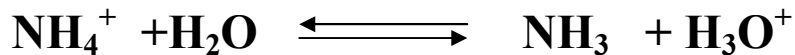
٢- الأملاح الحمضية : وهي الاملاح التي عند إذابتها في الماء تصبح PH في المحلول أقل من ٧ ، وهذه الأملاح

تنتج من تفاعل حمض قوي مع قاعدة ضعيفة مثل : $[N_2H_5NO_3 / CH_3NH_3Br / N_2H_5Cl / NH_4Cl]$.

مثال : يتأين كلوريد الأمونيوم NH_4Cl في الماء كما في المعادلة التالية :



* تعد ايونات Cl^- قاعدة مرافقة ضعيفة للحمض القوي HCl ، فلا تتفاعل مع الماء (لا تنميه) أي أنها لا ترتبط بالبروتون في المحلول ، ولا تؤثر في تركيز ايونات H_3O^+ ، وأما أيونات الامونيوم NH_4^+ فهي حمض مرافق قوي نسبيا للقاعدة الضعيفة NH_3 ، وعليه فإنها تنميه ، أي أنها تتفاعل مع الماء وتمنحه بروتون H^+ ، فتتكون ايونات H_3O^+ في المحلول فيزداد تركيزها فيه ، فيقل الرقم الهيدروجيني عن ٧ ، ويكون تأثير الملح حمضيا والمعادلة التالية توضح ذلك :

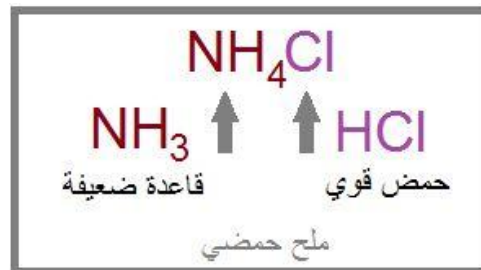


فسر بالمعادلات الكيميائية السلوك الحمضي لكل من الأملاح التالية :



▪ N_2H_5Cl

▪ CH_3NH_3Br :-



٣- الأملاح المتعادلة: وهي أملاح مشتقة من تفاعل قاعدة قوية مع حمض قوي وبالتالي تكون PH لمحاليها تساوي ٧.

مثال: يتاين كلوريد الصوديوم NaCl في الماء كما في المعادلة التالية :



** إن أيونات Na^+ و Cl^- ليس لها القدرة على التمييه فلا يؤثر وجودها في الماء على تركيز H_3O^+ فيبقى الرقم الهيدروجيني كما هو للمحلول $\text{pH} = 7$ ويكون محلول الملح في الماء متعادلا .

***استنتاجات:-**

المنوع	الحمض	القاعدة	pH	طبيعة المحلول	لون ورقة عباد الشمس
CH_3COONa	CH_3COOH ضعيف	NaOH قوية	$\text{pH} < 7$	قاعدي	أزرق
NH_4Cl	HCl قوي	NH_3 (نفسه NH_4OH) ضعيفة	$\text{pH} > 7$	حمضي	أحمر
LiBr	HBr قوي	LiOH قوية	$\text{pH} = 7$	متعادل	-

اختبر نفسك: حدد طبيعة محاليل كل من الأملاح التالية (حمضي / قاعدي / متعادل) :

▪ KF :-

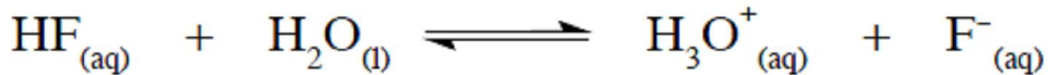
▪ NaClO_4 :-

▪ $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_3\text{Br}$:

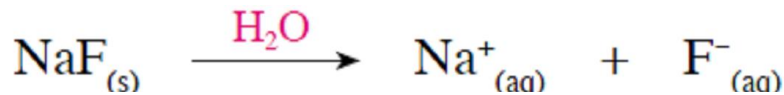
▪ أي الملحين يعد ذوبانه في الماء تمييه (KI ، $\text{C}_5\text{H}_5\text{NHCl}$).

رابعاً : تأثير الأيون المشترك

درست سابقاً ان الايونات الناتجة في محلول الحمض الضعيف تكون في حالة اتزان مع جزيئات الحمض غير المتأينة ، فمثلاً محلول الحمض الضعيف HF يحتوي على أيونات F^- ، وإيونات ال H_3O^+ ، وجزيئات الحمض غير المتأينة وتكون جميعها في المحلول في حالة اتزان كما يتضح من المعادلة التالية :



وعند إضافة الملح NaF ال محلول الحمض HF ، فإنه يتأين كلياً كما في المعادلة التالية:



** نلاحظ من المعادلتين السابقتين أن هناك مصدرين لأيونات F^- في المحلول أحدهما الحمض HF والآخر الملح NaF لذلك يطلق على هذا الايون اسم الأيون المشترك ، ويعرف الملح NaF بملاح الحمض الضعيف HF.

✓ فما تأثير الأيون المشترك على الرقم الهيدروجيني PH للمحلول ؟

لاحظ أن تأثير الملح يزيد من تركيز أيونات F^- وبناءً على مبدأ لوتشاتيليه فإن الاتزان للتفاعل الأول سوف يندفع إلى اليسار ، أي أن أيونات F^- ستتفاعل مع أيونات H_3O^+ وتكون الحمض HF وهذا يقلل من $[H_3O^+]$ فتزداد من قيمة PH.



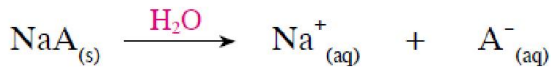
*****والسؤال الآن : كيف نحسب قيمة الرقم الهيدروجيني PH لمحلول الحمض الضعيف عندما يضاف**

اليه ملح يحتوي على أيون مشترك؟؟

إذا كان لدينا محلول يحتوي على حمضا ضعيفا (HA) ، وملحه (NaA) الناتج عن تفاعل الحمض مع قاعدة قوية ، يمكننا حساب $[H_3O^+]$ من خلال ثابت تأين الحمض K_a ، ولتوضيح ذلك نكتب معادلتا تأين الحمض



معادلة تأين الحمض الضعيف:



معادلة تأين الملح:

والملح على النحو الآتي:



فإنه :

$$\frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA]} = K_a$$

القادمة من الملح

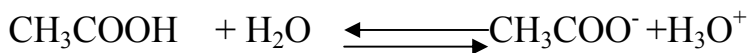
ومنه:

$$\frac{[HA] K_a}{[A^-]} = [H_3O^+]$$

سؤال

٦. إذا كان لديك لتر من محلول حمض الايثانويك CH_3COOH الذي تركيزه ٠.٢ مول /لتر ، وأضيف إليه ٠.٢ مول من ملح إيثانوات الصوديوم CH_3COONa ، احسب التغير في قيمة PH للمحلول . مفترضا أن الحجم يبقى ثابتا بعد إضافة الملح .

إذا علمت أن $(K_a = 1.8 \times 10^{-5} \text{ لو } 1.8 = 0.28 \text{ لو } 1.8 = 0.26)$



٠.٢ - س (تُهمل)

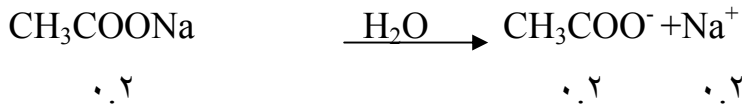
س س

$$\frac{K_a}{[CH_3COOH]} = k_a$$

$$s = 1.9 \times 10^{-2} \text{ مول / لتر} \quad \frac{s}{[0.2]} = 1.8 \times 10^{-2}$$

$$PH_1 = 3 - 1.9 = 1.1 \quad , \quad PH_1 = 2.72$$

تابع حل المثال : بعد إضافة الملح :



$$\begin{aligned} \frac{s}{[CH_3COOH]} &= K_a \\ s &= 1.8 \times 10^{-2} \\ 1.8 \times 10^{-2} &= [H_3O^+] \\ PH_2 &= 5 - 1.8 = 3.2 \\ PH_2 &= 3.74 \\ PH_1 - PH_2 &= \Delta PH \\ &= 2.02 \end{aligned}$$

استنتاج : إن إضافة أيون مشترك إلى محلول الحمض الضعيف يؤدي إلى زيادة في قيمة PH .

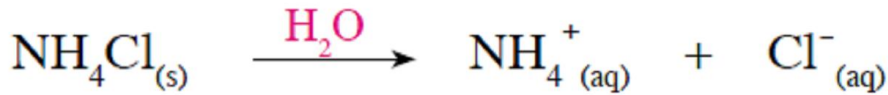
سؤال : وضح أثر إضافة الملح HCOONa على قيمة ال PH لمحلول حمضي ضعيف HCOOH ؟

سؤال : احسب قيمة PH لمحلول مكون من (0.2 مول / لتر) من

حمض HNO₂ عند إضافة 0.3 مول من ملح NaNO₂ إلى لتر من محلول الحمض (K_a = 4 × 10⁻⁴) ؟



** تعرفنا في الأمثلة السابقة على اثر إضافة أيون مشترك على محلول الحمض الضعيف ، ولكن ما اثر إضافة الايون المشترك على محلول القاعدة الضعيفة؟



- ✓ الايون المشترك هو NH_4^+ حيث يزداد تركيزه فيتفاعل مع OH^- ويمنحه بروتون ، ويقلل من تاين القاعدة NH_3 فيندفع الاتزان بالاتجاه العكسي فتقل تركيز OH^- وتقل قيمة PH.
- ✓ استنتاج : إضافة ايون مشترك إلى محلول القاعدة الضعيفة تقلل من قيمة PH .
- ✓ استنتاج : إضافة ايون مشترك إلى حمض قوي أو قاعدة قوية لا يؤثر على قيمة PH.

لديك لتر من محلول الهيدرازين N_2H_4 الذي تركيزه ٠.٢ مول /لتر ، فإذا علمت أن : Kb) $= 1.3 \times 10^{-6}$ فاجب عن الأسئلة التي تليه :

١. احسب قيمة PH للمحلول ؟

٢. كم تصبح قيمة PH للمحلول عند اضافة ٠.٣ مول من الملح $\text{N}_2\text{H}_5\text{Cl}$ إلى لتر منه؟

.....

.....

.....

.....



من طلب العلا سهر الليالي

سؤال
بين أثر إضافة كل من المواد الآتية في قيمة PH للمحلول

[تقل ، تزداد ، تبقى ثابتة]

- أ- مول من KCl إلى ٥٠٠ مل من محلول KOH ؟
 ب- مول من LiBr إلى ٥٠٠ مل من محلول HBr ؟
 ج- مول من NaCN إلى ٥٠٠ مل من محلول HCN ؟
 د- مول من $\text{CH}_3\text{NH}_3\text{Cl}$ إلى ٥٠٠ مل من محلول CH_3NH_2 ؟

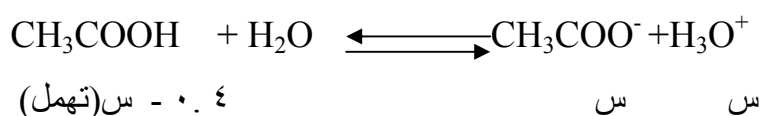


مثال: محلول حمض الايثانويك CH_3COOH تركيزه ٠.٤ مول /لتر ، احسب التغير في قيمة PH للمحلول عند إضافة ٠.٣ مول من ملح إيثانوات الصوديوم CH_3COONa ، إلى لتر من محلول الحمض . مفترضا أن الحجم يبقى ثابتا بعد إضافة الملح .

إذا علمت أن ($K_a = 1.8 \times 10^{-5}$ لو $2.7 = 0.43$ لو $2.4 = 0.38$) ؟

الحل:-

أولاً : نحسب قيمة PH لمحلول الحمض قبل اضافة الملح

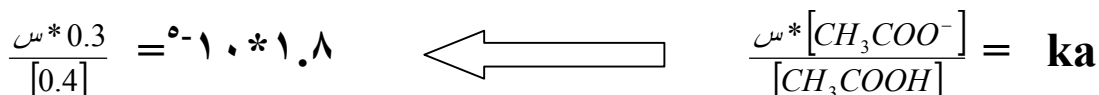


$$\frac{[CH_3COO^-]^2}{[CH_3COOH]} = K_a$$

$$\frac{س}{[0.4]} = ۱۰ * ۱.۸ = ۱۸$$

$$٢.٥٧ = \text{PH}_1, \quad ٢.٧ \text{ لو} - ٣ = \text{PH}_1$$

تابع حل المثال: بعد إضافة الملح:



٤٢٠ = ١٠٠

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 0.1 \times 2.4$$

۲.۴ ۵ = PH_۲ - لو

$$\varepsilon_{.62} = \text{PH}_2$$

$$PH_1 - PH_2 = PH\Delta$$

$$2.0 =$$

سؤال: ما التغير الذي يحدث لقيمة PH لمحلول HF تركيزه ٠.١ مول / لتر عندما يذاب فيه

كمية معينة من ملح ال NaF ليصبح $[F^-] = ٠.١$ مول / لتر علما بأن :

Ka للحمض HF ٧.٢×١٠^{-٤} ، لو $٨.٥ = ٠.٩٢$ ، لو $٧.٢ = ٠.٩$ ؟

الحل :

نحسب PH لمحلول الحمض قبل اضافة الملح نحسب PH لمحلول الحمض بعد اضافة الملح (الايون المشترك)

$$\frac{[F^-] \times [H^+]}{[HF]} = K_a$$

$$\frac{[F^-]^2}{[HF]} = K_a$$

$$\frac{0.1 \times [H^+]}{[0.1]} = ٧.٢ \times ١٠^{-٤}$$

$$\frac{[F^-]^2}{[0.1]} = ٧.٢ \times ١٠^{-٤}$$

$$[H^+] = ٧.٢ \times ١٠^{-٤}$$

$$[F^-] = ٨.٥ \times ١٠^{-٣} \text{ مول / لتر}$$

$$PH_1 = ٣ - ٨.٥$$

$$[H_3O^+] = ٧.٢ \times ١٠^{-٤}$$

$$PH_1 = ٣ - ٠.٩٢$$

$$PH_2 = ٤ - ٧.٢$$

$$PH_1 = ٢.٠٨$$

$$PH_2 = ٣.١$$

$$PH_1 - PH_2 = \Delta PH$$

$$= ١.٠٢$$

ثقتك رح تضل
عالية مع الأستاذ
بلال نوفل

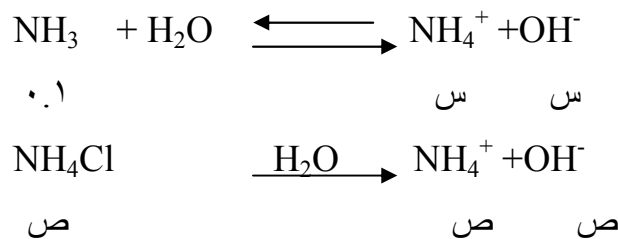


سؤال

كم غراما من NH_4Cl يجب إضافتها إلى ٥٠٠ مل من محلول ٠.١ مول / لتر من NH_3 لينتج محلول PH له = ٩؟
إذا علمت أن $\text{Kb} = 1.8 \times 10^{-5}$ ، ك.م $\text{NH}_4\text{Cl} = 53.5$ غم / مول.

الحل:

$$\frac{[NH_4Cl]}{[NH_3]} = \text{Kb}$$



* بعد اضافة الملح :

$$\text{PH}_2 = 9, \quad \text{PH} = 10 = [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-10} \text{ مول / لتر}$$

$$\frac{10^{-5} * [\text{NH}_4^+]}{[0.1]} = 1.8 \times 10^{-5} \longleftarrow \frac{[NH_4^+]}{[NH_3]} = \text{Kb}$$

$$\text{من Kw} \longleftarrow [\text{OH}^-] = 10^{-10} \text{ مول / لتر}$$

$$[\text{NH}_4^+] = 0.18 \text{ مول / لتر}$$

$$[\text{NH}_4\text{Cl}] = [\text{NH}_4^+] = 0.18 \text{ مول / لتر}$$

$$\frac{\text{ع}}{\text{ح}} = [\text{NH}_4\text{Cl}]$$

$$\frac{\text{ع}}{0.5} = 0.18$$

$$\text{ع} = 0.09 \text{ مول}$$

$$\frac{\text{ك}}{\text{ك.م}} = \text{ع}$$

$$\text{ك} = 0.09 * 53.5$$

$$\boxed{\text{ك} = 4.82 \text{ غ}}$$

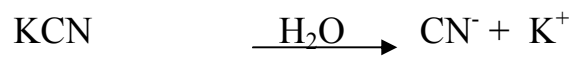
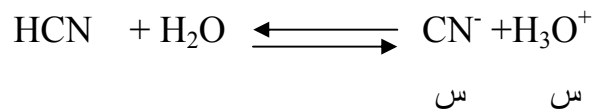


محلول يتكون من الحمض الضعيف HCN وملح KCN بالتركيز نفسه إذا علمت أن $K_a = 5 \times 10^{-10}$

لو $5 = 0.7$

احسب:

أ- قيمة PH لهذا المحلول ؟



$$\frac{[\text{CN}^-]_{\text{س}} [\text{KCN}]}{[\text{HCN}]} = K_a$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 5 \times 10^{-10} = \text{س}$$

$$\text{PH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$\text{PH} = -\log 5 \times 10^{-10}$$

$$\text{PH} = 10 - 0.7$$

$$\text{PH} = 9.3$$

ب- احسب قيمة النسبة $\frac{[\text{HCN}]}{[\text{KCN}]}$ لتصبح قيمة PH للمحلول = 10 ؟

الحل :

$$\text{PH الجديدة} = 10$$

$$10 = \text{PH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = 10$$

$$\frac{[\text{CN}^-]_{\text{س}} [\text{KCN}]}{[\text{HCN}]} = K_a$$

انتبه عزيزي الطالب لعملية قلب البسط والمقام

$$\frac{[\text{HCN}]}{[\text{KCN}]} = \frac{1}{5} = 0.2$$



خامسا : المحلول المنظم

هو محلول يقاوم التغيير المفاجئ في قيمة PH عند اضافة كميات قليلة من حمض قوي أو قاعدة قوية إليه .

*دورها إن لظاهرة الايون المشترك (المحلول المنظم) فوائد كثيرة وهي بذلك تلعب دورا مهما في الكثير من العمليات الكيميائية والصناعية التي يتطلب حدوثها بقاء PH ضمن حدود معينة مثل عملية الترسيب والطلاء ،صناعة الشامبو دباغة الجلود الخ .

كما أن لها دور في العمليات التي تحدث في أجسام الكائنات الحية كدور الدم في نقل الأكسجين من الرئتين إلى الخلايا التي تحدث عند PH ثابت حوالي ٧.٤ ، واي تغيير في هذه القيمة يؤدي إلى حالات مرضية شديدة

أقسام المحلول المنظم

محلول منظم قاعدي

محلول منظم حمضي

مكوناته:

قاعدة ضعيفة وملحها
أو قاعدة ضعيفة وحمضها المرافق.

مثال :-

NH_4Cl / NH_3
ملحها قاعدة ضعيفة

NH_4^+ / NH_3
حمضها المرافق قاعدة ضعيفة

مكوناته:

حمض ضعيف وملحه
أو حمض ضعيف وقاعدته المرافقة .

مثال :-

CH_3COONa / CH_3COOH
ملحه حمض ضعيف

CH_3COO^- / CH_3COOH
قاعدته المرافقة حمض ضعيف

أمثلة على محاليل منظمة قاعدية

أمثلة على محاليل منظمة حمضية

$\text{CH}_3\text{NH}_3\text{Cl}$	CH_3NH_2
CH_3NH_3^+	CH_3NH_2
$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+$	$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$
$\text{CH}_3\text{NH}_3\text{Br}$	CH_3NH_2
$\text{N}_2\text{H}_5\text{Cl}$	N_2H_4

KNO_2	HNO_2
KF	HF
NaCN	HCN
HCOONa	HCOOH
NaHCO_3	H_2CO_3
H_2PO_4^-	H_3PO_4

المحاليل التالية لا تصلح كمحاليل منظمة:-



حمض قوي



قاعدة قوية



حمض قوي

* أي محلول آخر يحوي حمض قوي أو قاعدة قوية لا يصلح كمحلول منظم

نشاط (١-٢) المحلول المنظم

ادرس الجدول الآتي الذي يبين نتائج تجربة لقياس الرقم الهيدروجيني (pH) للماء المقطر، ولمحلول منظم (مكوّن من ٠,١ مول/لتر حمض الإيثانويك CH_3COOH و ٠,١ مول/لتر من الملح CH_3COONa) قبل إضافة كمية قليلة من الحمض أو القاعدة إلى كل منهما وبعد الإضافة، ثم أجب عن الأسئلة التي تليه.

التجربة	المادة	pH قبل الإضافة	المادة المضافة	pH بعد إضافة الحمض أو القاعدة	التغير في pH
١	لتر واحد من الماء المقطر	٧	٠,١ مول HCl	١	٦
٢	لتر واحد من الماء المقطر	٧	٠,١ مول NaOH	١٣	
٣	لتر واحد من المحلول المنظم	٤,٧٤	٠,١ مول HCl	٤,٦٦	
٤	لتر واحد من المحلول المنظم	٤,٧٤	٠,١ مول NaOH	٤,٨٣	

- ما مقدار التغير في قيمة pH في كل تجربة؟
- أيهما أكبر مقدارًا، التغير في قيمة pH عند إضافة HCl للماء المقطر أم للمحلول المنظم؟
- أيهما أكبر مقدارًا، التغير في قيمة pH عند إضافة NaOH للماء المقطر أم للمحلول المنظم؟

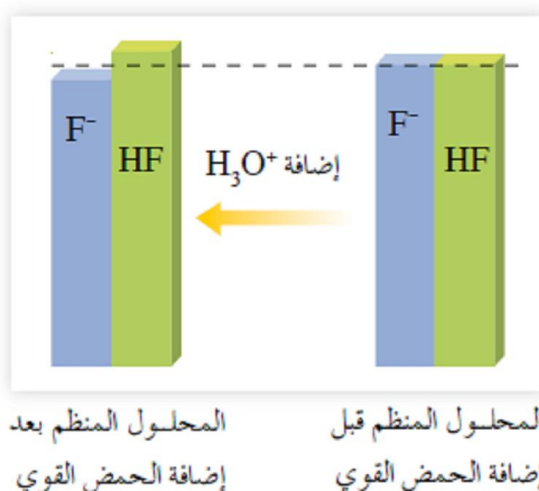
١- المحلول المنظم الحمضي

سؤال

وضح كيف يقاوم المحلول المنظم الحمضي المكون من الحمض الضعيف HF وقاعدته المرافقة F^- التغير في قيمة PH عند إضافة حمض أو قاعدة قوية إليه، إذا كان لها التركيز نفسه وكانا في حالة اتزان؟



يقاوم المحلول المنظم التغير في PH عن طريق التخلص من H_3O^+ أو OH^- المضاف إليه . فعند إضافة الحمض القوي مثل HCl فإنه يتأين كلياً منتجا أيونات H_3O^+ ، وهذه الأيونات تتفاعل مع القاعدة المرافقة F^- وهكذا يتخلص المحلول من الزيادة الحاصلة في تركيز H_3O^+ نتيجة إضافة الحمض HCl ، ولا يحدث تغير كبير على قيمة PH للمحلول .

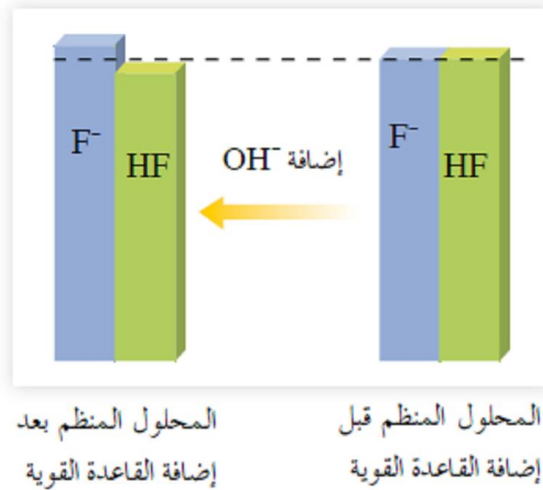


الشكل (٦-١): أثر إضافة حمض قوي مثل HCl إلى المحلول المنظم في تركيز كل من HF و F^- .

وإذا عند إضافة القاعدة القوية مثل NaOH فإنها تتأين في المحلول منتجة أيونات OH^- التي تتفاعل مع الحمض الضعيف HF في المحلول كما في المعادلة الآتية:



وهذا يقلل من تركيز الحمض HF ويزيد تركيز القاعدة المرافقة F^- في المحلول وبهذا يتخلص المحلول من الزيادة الكبيرة في تركيز OH^- الناتجة عن إضافة NaOH ولا يحدث تغير كبير على قيمة PH للمحلول المنظم .



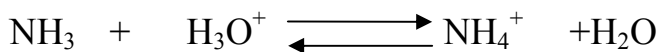
الشكل (٧-١): أثر إضافة قاعدة قوية مثل NaOH إلى المحلول المنظم في تركيز كل من F^- و HF .

المحلول المنظم القاعدي

سؤال

وضح كيف يقاوم المحلول المنظم القاعدي المكون من القاعدة الضعيفة NH_3 وحمضها المرافق NH_4^+ التغير في قيمة PH عند إضافة كمية قليلة من الحمض القوي HCl إليه؟

- عند إضافة حمض مثل HCl إلى المحلول السابق فإن أيونات H_3O^+ تتفاعل مع القاعدة NH_3 على النحو الآتي:



وهذا يقلل تركيز القاعدة NH_3 فينتكون الحمض المرافق NH_4^+ ويزداد تركيزه وبهذا يتخلص المحلول من الزيادة في تركيز H_3O^+ ولا تتأثر قيمة PH للمحلول المنظم بشكل ملموس .



وضح كيف يقاوم المحلول المنظم ($\text{NH}_4\text{Cl}/\text{NH}_3$) التغير في قيمة PH عند إضافة كمية قليلة من قاعدة قوية مثل NaOH اليه ؟

.....

.....

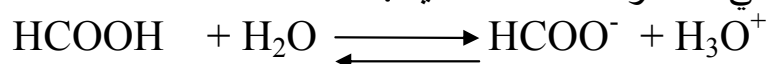
.....

.....



محلول منظم مكون من حمض HCOOH والملح HCOONa تركيز كل منهما ٠.٥ مول /لتر ، احسب :

قيمة PH للمحلول علما أن $K_a = 1.8 \times 10^{-4}$ ، لو $1.8 = 10^{-2.6}$ ؟
يتفكك الحمض HCOOH في الماء وفقا للمعادلة الآتية :



٠.٥ - س

س

س

ويتفكك الملح HCOONa في الماء كليا وفق المعادلة الآتية :



صفر

٠.٥

٠.٥

$$\frac{0.5 \times 10^{-4}}{[0.5]} = 1.8 \times 10^{-4} \quad \leftarrow \quad \frac{[\text{HCOO}^-]}{[\text{HCOOH}]} = K_a$$

$$1.8 \times 10^{-4} = [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-4}$$

$$\text{PH} = 4 - 1.8$$

$$\text{PH} = 3.74$$

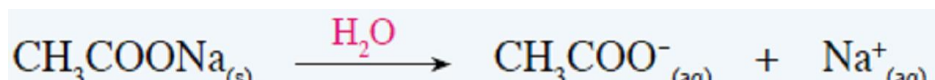
سؤال: احسب PH لمحلول حجمه (١) لتر من CH_3COOH بتركيز ٠.٨ مول / لتر
 $(K_a = 1.8 \times 10^{-5})$ وملح الحمض CH_3COONa بتركيز ٠.٨ مول / لتر (لو $1.8 = 0.26$) ؟
 الحل :



٠.٨ - س

س

س



صفر

٠.٨

٠.٨

$$\frac{[CH_3COO^-]_{\text{س}}}{[CH_3COOH]} = K_a$$

$$\frac{0.8 * \text{س}}{[0.8]} = 1.8 * 10^{-5}$$

$$\text{س} = [H_3O^+] = 1.8 * 10^{-5}$$

$$PH = 5 - 1.8$$

$$PH = 5 - 0.26$$

$$PH = 4.74$$



ب- ما ذا تصبح قيمة PH للمحلول السابق عن إضافة ٠.١ مول HCl (أهمل التغير في الحجم)؟
(لو ٢.٣ = ٠.٣٦)

* عند إضافة HCl للمحلول المنظم السابق ينزاح الاتزان نحو اليسار وبذلك يصبح

$$[CH_3COO^-]_{\text{الجديد}} = ٠.٨ - ٠.١ = ٠.٧ \text{ مول / لتر}$$

$$[CH_3COOH]_{\text{الجديد}} = ٠.٨ + ٠.١ = ٠.٩ \text{ مول / لتر}$$

$$\frac{[CH_3COO^-]_{\text{س}}}{[CH_3COOH]} = K_a$$

$$\text{س} = ١.٨ * ١٠^{-١٠} * \frac{0.9}{0.7}$$

$$\text{س} = ٢.٣ * ١٠^{-١٠} \text{ مول / لتر}$$

$$PH = ٥ - ٠.٣٦$$

$$PH = ٤.٦٤$$

ج - ماذا تصبح PH للمحلول السابق عند إضافة ٠.١ مول/ لتر NaOH ؟ (أهمل التغير في الحجم)
(لو ١.٤ = ٠.١٥)

عند إضافة NaOH فانه ينزاح الاتزان نحو اليمين وبذلك يصبح :

$$[CH_3COO^-]_{\text{الجديد}} = ٠.٨ + ٠.١ = ٠.٩ \text{ مول / لتر}$$

$$[CH_3COOH]_{\text{الجديد}} = ٠.٨ - ٠.١ = ٠.٧ \text{ مول / لتر}$$

$$\frac{[CH_3COO^-]_{\text{س}}}{[CH_3COOH]} = K_a$$

$$\text{س} = ١.٨ * ١٠^{-١٠} * \frac{0.7}{0.9}$$

$$\text{س} = ١.٤ * ١٠^{-١٠} \text{ مول / لتر}$$

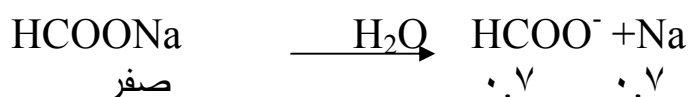
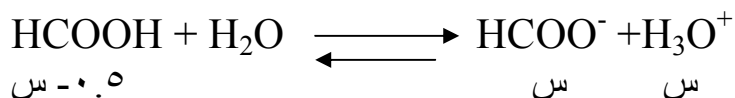
$$PH = ٥ - ٠.١٥$$

$$PH = ٤.٨٥$$



احسب PH لمحلول منظم مكون من ٠.٥ مول/لتر H COOH (Ka = ١.٧ * ١٠^{-٤}) وملح HCOONa بتركيز ٠.٧ مول / لتر (لو ١.٢١ = ٠.٠٨) ؟

الحل :



$$\frac{\text{س} * [\text{HCOO}^-]}{[\text{HCOOH}]} = \text{Ka}$$

$$\frac{0.5}{0.7} * ١.٧ * ١٠^{-٤} = \text{س}$$

$$\text{س} = ١.٢١ * ١٠^{-٤} \text{ مول/لتر}$$

$$\text{PH} = ٤ - ٠.٠٨$$

$$\text{PH} = ٣.٩٢$$

ب- ما ذا تصبح قيمة PH لهذا المحلول إذا أضيف ٠.١ مول من HCl إلى لتر واحد منه (اهمل التغير في الحجم)؟ لو ١.٧ = ٠.٢٣

* عند إضافة HCl للمحلول المنظم السابق ينزاح الاتزان نحو اليسار وبذلك يصبح

$$[\text{HCOO}^-]_{\text{الجديد}} = ٠.٧ - ٠.١ = ٠.٦ \text{ مول / لتر}$$

$$[\text{HCOOH}]_{\text{الجديد}} = ٠.٥ + ٠.١ = ٠.٦ \text{ مول / لتر}$$

$$\frac{\text{س} * [\text{HCOO}^-]}{[\text{HCOOH}]} = \text{Ka}$$

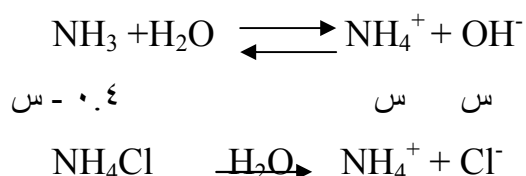
$$\text{س} = ١.٧ * ١٠^{-٤}$$

$$\text{س} = ١.٧ * ١٠^{-٤} \text{ مول/لتر} ، \text{PH} = ٣.٧٧$$



محلول منظم حجمه ١ لتر مكون من قاعدة NH_3 تركيزها ٠.٤ مول/لتر والملح NH_4Cl مجهول التركيز فإذا علمت أن $\text{PH} = ٩$ ، $\text{Kb} = ١٠^{-٥} * ٢$ ، $\text{Kw} = ١٠^{-١٤} * ١$ أجب عما يلي:-

- أكتب صيغة الأيون المشترك ؟
 - احسب تركيز الملح NH_4Cl في المحلول
 - ماذا يصبح $[\text{OH}^-]$ في المحلول المنظم إذا أضيف إليه ٠.٢ مول من HCl (أهمل التغير في الحجم)
 - ما التغيير الذي يحدث على قيمة PH للمحلول المنظم إذا أضيف إليه لتر من الماء النقي ؟
- الحل:-



NH_4^+ الأيون المشترك

$$\frac{[\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3]} = \text{Kb}$$

$$\text{PH} = ٩ \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = ١٠^{-٩} \text{ مول / لتر}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-] = \text{Kw}$$

$$\frac{[1 * 10^{-14}]}{[1 * 10^{-9}]} = [\text{OH}^-]$$

$$[\text{OH}^-] = ١٠^{-٥} * ١ \text{ مول / لتر}$$

$$\text{إذن: } \frac{[\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3]} * ١٠^{-٥} * ١ = ١٠^{-٩} * ٢$$

$$[\text{NH}_4^+] = ٠.٨ \text{ مول / لتر}$$

$$[\text{NH}_4^+] = [\text{NH}_4\text{Cl}] = ٠.٨ \text{ مول / لتر}$$

* عند إضافة HCl للمحلول المنظم السابق ينزاح الاتزان نحو اليمين وبذلك يصبح

$$[HCl]_{\text{المضاف}} = \frac{0.2}{1} = \frac{ع}{ح} = 0.2 \text{ مول / لتر}$$

$$[NH_4^+]_{\text{الجديد}} = 0.8 + 0.2 = 1 \text{ مول / لتر}$$

$$[NH_3]_{\text{الجديد}} = 0.4 - 0.2 = 0.2 \text{ مول / لتر}$$

$$\frac{[NH_4^+]_{\text{س}}}{[NH_3]} = K_b$$

$$س = 2 \times 10^{-10} \times 0.2$$

$$س = [OH^-] = 0.4 \times 10^{-10} \text{ مول / لتر}$$

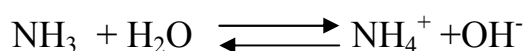
٤- لا يتغير PH المحلول المنظم عند إضافة ١ لتر من الماء النقي إليه لان كل من $[NH_4^+]$ و $[NH_3]$ سينخفض إلى

النصف وبالتالي سيبقى $[OH^-]$ ثابت و $[H_3O^+]$ ثابت وقيمة PH للمحلول = ٩ .

سؤال: محلول منظم حجمه (٠.٥) لتر مكون من محلول NH_3 (٠.٤) مول / لتر $(NH_4)_2SO_4$ ٠.٢ مول / لتر أضيف إليه

حمض H_2SO_4 حتى أصبحت PH تساوي ٩ احسب $[H_2SO_4]$ المضاف ؟

إذا علمت أن (ك.م H_2SO_4 = ٩٨ غم / مول) ، $K_b_{NH_3} = 2 \times 10^{-10}$



$$\begin{matrix} \text{س} & \text{س} & \text{س} \\ 0.4 & & \end{matrix}$$



$$\begin{matrix} 0.2 \text{ مول / لتر} & 0.4 \text{ مول / لتر} \end{matrix}$$

$$[H_3O^+] = 10^{-9} = PH - 9 = 10^{-9} \text{ مول / لتر}$$

$$[OH^-] = 1 \times 10^{-10} \text{ مول / لتر} \quad \text{ومن } K_w$$

* نفرض أن $[H_3O^+]$ المضاف هو ص

* الاتزان ينزاح نحو اليمين

$$\frac{[NH_4^+]}{[NH_3]} = K_b$$

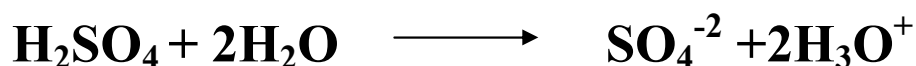
$$\frac{(ص + 0.4)}{(ص - 0.4)} * 10^{-1} = 10^{-1} * 2$$

$$\frac{(ص + 0.4)}{(ص - 0.4)} = \frac{2}{1}$$

$$0.4 + ص = 2ص - 0.8$$

$$3ص = 0.4$$

$$ص = 0.13 \text{ مول / لتر}$$



$$0.13$$

$$0.13 * 0.5 = [H_2SO_4]$$

$$= 0.065 \text{ مول / لتر}$$



محلول منظم حجمه ٥٠٠ مل يحتوي على محلول HClO ٠.٤ مول / لتر ومحلول KClO ٠.٣ مول / لتر

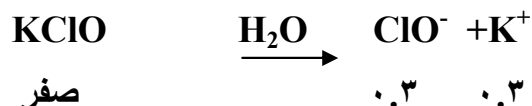
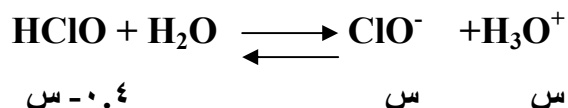
احسب كتلة KOH اللازم إضافتها حتى يصبح PH للناتج = ٨.٣؟



$$Ka = 10^{-3} \quad , \quad \text{ك.م KOH} = 56 \text{ غم / مول} \quad , \quad \text{لو } 0.7 =$$

الحل:

$$9-10 * 5 = 8.3-10 = \text{PH}-10 = [\text{H}_3\text{O}^+]$$



$$\frac{[ClO^-]}{[HClO]} = K_a$$

$$\frac{[OH^-] + 0.3}{[OH^-] - 0.4} * 10^{-9} = 10^{-8.3}$$

$$[KOH] = [\text{OH}^-]_{\text{مضاف}} = 0.3 \text{ مول / لتر}$$

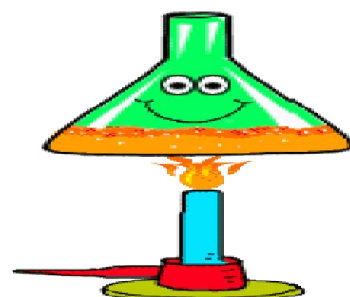
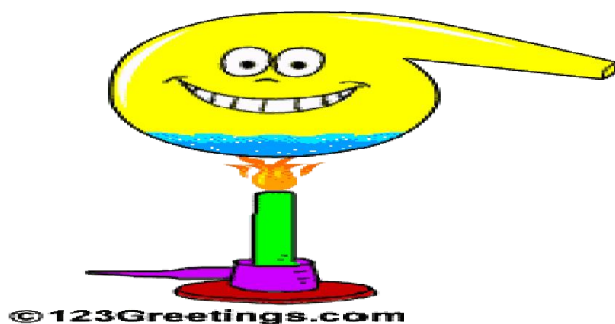
$$\frac{ع}{ح} = [KOH] *$$

$$ع = 0.3 * 0.5 \text{ لتر} = 0.15 \text{ مول}$$

$$\frac{ك}{م.ك} = K_{OH} ع$$

$$ك = 0.15 * 56 = 8.4 \text{ غم} ##$$

It's tested and proved...
that you are a great pal !

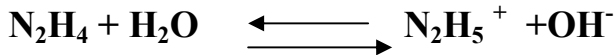


سؤال

محلول منظم حجمه ١ لتر يتألف من N_2H_5Br / N_2H_4 بتركيز ٠.٨ مول / لتر لكل منهما، أضيف إليه HCl فتغيرت قيمة PH بمقدار 0.2. احسب $[HCl]$ المضاف

إذا علمت أن $Kb_{N_2H_4} = 10^{-10}$ ، $K_{HCl} = 36.5$ غم / مول ، لو $1.6 = 0.2$

الحل :



٠.٨ - س

س س



٠.٨

$$\frac{0.8}{0.8} = Kb \text{ ، } \frac{[N_2H_5^+]}{[N_2H_4]} = Kb$$

$$[OH^-] = 10^{-10} \text{ مول / لتر}$$

$$K_w = [H_3O^+] = 10^{-10} \text{ مول / لتر}$$

$$PH = 8$$

** وبما أن المادة المضافة HCl حمض قوي فسوف تقل قيمة PH بمقدار ٠.٢ ، أي أن قيمة PH للمحلول الجديد الناتج عن إضافة تركيز مجهول من $HCl = 7.8$

$$[H_3O^+] = 10^{-7.8}$$

$$= 10^{0.2-8}$$

$$= 1.6 \times 10^{-8} \text{ مول / لتر}$$

$$K_w \leftarrow [OH^-] = 6.3 \times 10^{-7} \text{ مول / لتر}$$

$$\frac{[H_3O^+] - [N_2H_4]}{[H_3O^+] + [N_2H_5^+]} * Kb = [OH^-]$$

$$\frac{ص - 0.8}{ص + 0.8} * 10^{-10} * 1 = 6.3 \times 10^{-7}$$

$$[HCl] = [H_3O^+] = 0.18 \text{ مول / لتر}$$

#####

سؤال

نم تحضير محلول منظم من القاعدة NH_3 والملح $(NH_4)_2SO_4$ بالتركيز نفسه ، فإذا كان

$$K_b = 1.0 \times 10^{-5}$$

١- احسب $[OH^-]$ ؟

الحل :-

$$\frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]} = K_b$$

** ملاحظة $[NH_4^+] = 2 \times [(NH_4)_2SO_4]$

$$\frac{[(NH_4)_2SO_4] \times 2}{[NH_3]} \times 2 \times 10^{-5} = 1.0 \times 10^{-5}$$

$$[OH^-] = 1.0 \times 10^{-5} \text{ مول / لتر} = 1.0 \times 10^{-5} \text{ م}$$

ب- صيغة الأيون المشترك

الحل :- الأيون المشترك هو NH_4^+

$$\text{ج- احسب قيمة النسبة } \frac{[(NH_4)_2SO_4]}{[NH_3]} \text{ لتصبح قيمة PH للمحلول السابق} = 8$$

الحل :-

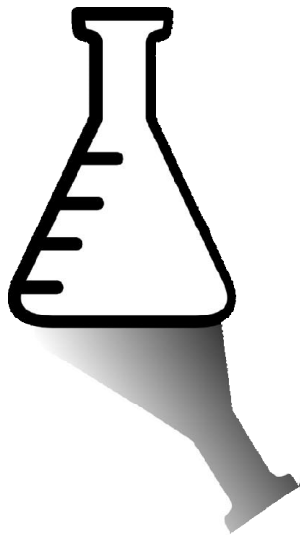
$$\text{بما أن } PH = 8 \text{ فإن } [H_3O^+] = 1.0 \times 10^{-8} \text{ مول / لتر}$$

$$\text{من } K_w \text{ فإن } [OH^-] = 1.0 \times 10^{-6} \text{ مول / لتر}$$

$$\frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]} = K_b$$

$$\frac{[NH_4^+]}{[NH_3]} \times 1.0 \times 10^{-6} = 1.0 \times 10^{-5}$$

$$\frac{[NH_4^+]}{[NH_3]} = 10$$



$$\frac{[(NH_4)_2SO_4]}{[NH_3]} * 2 = 2.0$$

$$1.0 = \frac{[(NH_4)_2SO_4]}{[NH_3]}$$



محلول منظم مكون من CH_3NH_2 تركيزه ٠.٥ مول / لتر و CH_3NH_3Cl تركيزه ٠.٤ مول / لتر

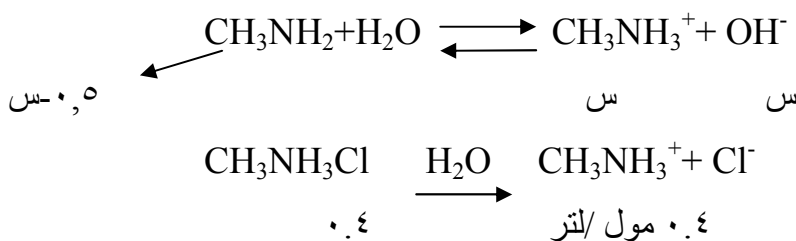
($K_b = 4.0 \times 10^{-4}$) اكتب عما يلي :

١- اكتب صيغة الايون المشترك ؟

٢- احسب PH للمحلول ؟

٣- إذا أضيف ٠.٢ مول / لتر من HBr احسب PH بعد الإضافة ؟

الحل:-



$CH_3NH_3^+$ الأيون المشترك

$$\frac{[CH_3NH_3^+] * \text{س}}{[CH_3NH_2]} = K_b$$

$$\frac{0.4}{0.5} * \text{س} = 4.0 \times 10^{-4}$$

$$\text{س} = [OH^-] = 5.0 \times 10^{-4} \text{ مول / لتر}$$

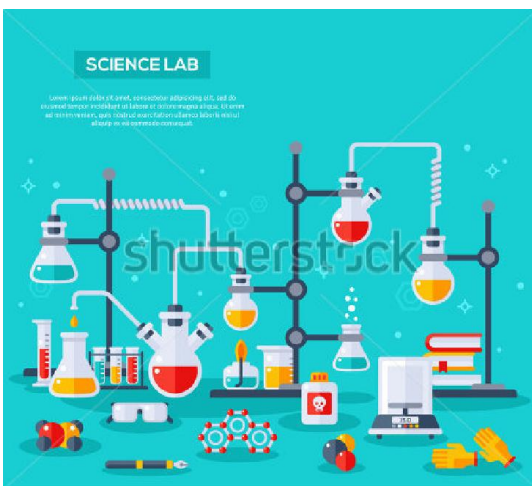
$$[H_3O^+] [OH^-] = K_w$$

$$\left[\frac{1 \times 10^{-14}}{5 \times 10^{-4}} \right] = [H_3O^+]$$

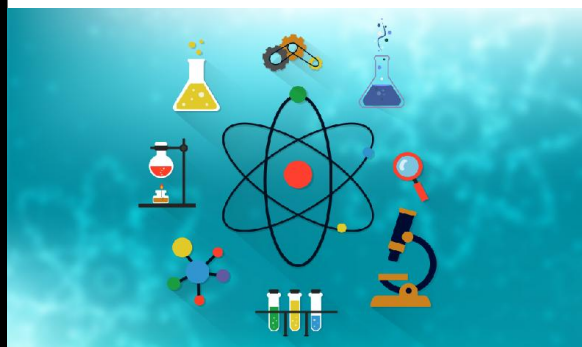
$$[H_3O^+] = 2.0 \times 10^{-11} \text{ مول / لتر}$$

$$PH = -\log [H_3O^+]$$

$$PH = 11 - 0.3 = 10.7$$



www.shutterstock.com - 434969437



٢- الأيون المشترك هو RNH_3^+

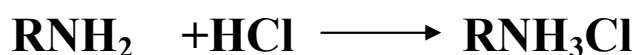
$$5 \times 10^{-9} \text{ mol/L} = 10^{-3.3} \text{ mol/L} = 10^{-\text{pH}} = [\text{H}_3\text{O}^+] \quad 3-$$

$$\frac{[1 * 10^{-14}]}{[5 * 10^{-9}]} = [\text{OH}^-]$$

$$[\text{OH}^-] = 2 \times 10^{-6} \text{ مول / لتر}$$

$$\frac{[RNH_3^+]}{[RNH_2]} = K_b$$

$$\gamma_{\text{و}} = \frac{0.04}{0.04} = \mathbf{Kb}$$



- 3 -

٥- الملح ذو تأثير قاعدي

٢٠٠٠) محلول منظم مكون من حمض CH_3COOH ($\text{Ka} = 2 \times 10^{-5}$) وتركيزه ٠.٤ مول / لتر

وملح الحمض CH_3COONa وتركيزه ٠.٥ مول / لتر :-

١- اكتب صيغة الايون المشترك

٢- احسب $[H_3O^+]$ في المحلول

٣- كم غراما من NaOH الصلب يجب إضافتها إلى لتر من المحلول المنظم لتصبح قيمة PH للمحلول

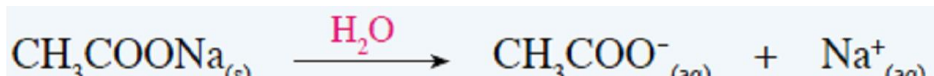
النهائي = ٥؟ (ك.م NaOH = ٤٠ غم / مول)



۴. س

س

س



١- صيغة الأيون المشترك CH_3COO^-

-٢

$$\frac{[CH_3COO^-] * س}{[CH_3COOH]} = K_a$$

$$\frac{0.5}{0.4} * س = ١٠^{-٥}$$

$$[H_3O^+] = س = ١.٦ * ١٠^{-٥} \text{ مول / لتر}$$

$$[H_3O^+] = ١٠^{-٥} \text{ مول / لتر} \quad -٣$$

$$س * \frac{[CH_3COO^-] + ص}{[CH_3COOH] - ص} = K_a$$

$$\frac{٠.٥ + ص}{٠.٤ - ص} * ١٠^{-٥} = ١٠^{-٥} * ٢$$

$$ص = [NaOH] \text{ المضاف } [OH^-]$$

$$٠.٨ - ٢ص = ٠.٥ + ص$$

$$٠.٣ = ٣ص$$

$$ص = ٠.١ \text{ مول / لتر } [NaOH]$$

$$* [NaOH] = \frac{ع}{ح}$$

$$ع = ٠.١ \text{ مول}$$

$$ع NaOH = \frac{ك}{م.ك}$$

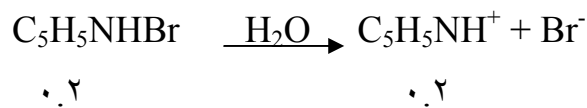
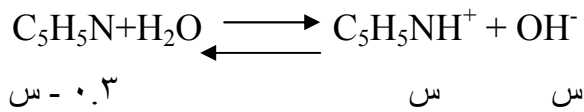
$$\# ك = ٠.١ * ٤٠ = ٤ غم ##$$

(سؤال)

محلول منظم مكون من القاعدة $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$ تركيزها ٠.٣ مول / لتر والملح $\text{C}_5\text{H}_5\text{NHBr}$ تركيزه ٠.٢ مول / لتر فإذا علمت أن $K_b = ١.٧ * ١٠^{-٩}$ ، $K_w = ١ * ١٠^{-١٤}$ أجب عما يلي:-

■ أكتب صيغة الأيون المشترك ؟

■ احسب $[H_3O^+]$ عند إضافة ٠.١ مول من $NaOH$ إلى لتر من المحلول



١- الأيون المشترك هو $C_5H_5NH^+$

٢-

$$Kb = \frac{[C_5H_5NH^+]}{[C_5H_5N]} * س$$

$$\frac{[0.1]}{[0.4]} * ١٠^{-٩} = س$$

$$س = [OH^-] = ٦.٨ * ١٠^{-٩} \text{ مول / لتر}$$

$$[H_3O^+] = ١.٤٧ * ١٠^{-٦} \text{ مول / لتر}$$

سؤال
٦
محلول منظم مكون من RCOOH و RCOONa تركيز كل منهما ٠.٥ مول / لتر

اجب عما يلي :

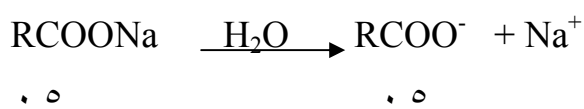
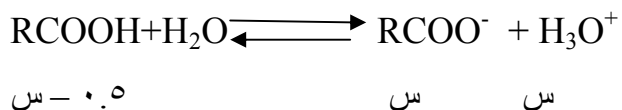
١- حدد صيغة الأيون المشترك

٢- احسب PH للمحلول علما بان Ka للحمض $= ١ * ١٠^{-٦}$

٣- احسب $[H_3O^+]$ بعد اضافة ٠.٣ مول / لتر من HCl اهلل التغير في الحجم

٤- ما طبيعة تأثير الملح RCOONa (حمضي ، قاعدي ، متعادل)

الحل:-



١- الأيون المشترك $RCOO^-$

-٢

$$K_a = \frac{[RCOO^-]}{[RCOOH]} * س$$

$$\frac{[0.5]}{[0.5]} * ١٠^{-٦} = س$$

$$س = [H_3O^+] = ١٠^{-٦} * ١٠^{-٦} \text{ مول / لتر}$$

٣ - الاتزان ينزاح نحو اليسار

$$[RCOO^-]_{\text{الجديد}} = ٠.٥ - ٠.٣ = ٠.٢ \text{ مول / لتر}$$

$$[RCOOH]_{\text{الجديد}} = ٠.٥ + ٠.٣ = ٠.٨ \text{ مول / لتر}$$

$$K_a = \frac{[RCOO^-] * س}{[RCOOH]}$$

$$\frac{٠.٢ * ١٠^{-٦}}{٠.٨} = س$$

$$س = [H_3O^+] = ٤ * ١٠^{-٦} \text{ مول / لتر}$$

٤ - الملح RCOONa قاعدي

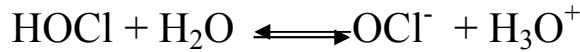
سؤال: محلول مكون من الحمض HOCl تركيزه ٠.٣ مول / لتر والملح NaOCl فإذا علمت أن

$$K_a \text{ للحمض} = ٣ * ١٠^{-٨}$$

١ - ما صيغة الأيون المشترك

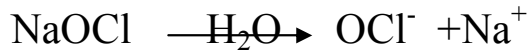
٢ - احسب تركيز الملح إذا كانت PH للمحلول = ٨

٣ - احسب $[H_3O^+]$ عند اذابة ٠.١ مول / لتر من HCl في المحلول "أهمل التغير في الحجم؟"



س. ٠.٣ -

س س



-٣

$$\text{س} = \text{Ka} * \frac{0.4}{0.8}$$

$$\text{س} = ١٠^{-٨} * ٣ * \frac{1}{2}$$

$$\text{س} = ١.٥ * ١٠^{-٨} \text{ مول / لتر}$$

$$\text{س} = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

١- الأيون المشترك هو OCl^-

$$\text{س} = \text{Ka} * \frac{[\text{HOCl}]}{[\text{NaOCl}]}$$

$$\text{س} = [\text{H}_3\text{O}^+] = ١٠^{-٨} = \text{PH}$$

$$\text{س} = ١٠^{-٨} * ٣ * \frac{[0.3]}{[\text{NaOCl}]}$$

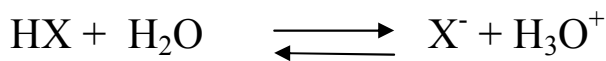
$$\text{س} * [\text{NaOCl}] = ٠.٩ \text{ مول / لتر}$$

(سؤال) محلول (٠.١ مول / لتر) من الحمض HX حجمه ٢ لتر وقيمة PH له = ٣ أضيفت له بلورات من الملح NaX فتغيرت قيمة PH بمقدار ٢ ، فإذا كان Ka للحمض = $١٠^{-٨}$ اجب عما يلي :

١- ما صيغة الأيون المشترك ؟

٢- احسب عدد مولات NaX التي أضيفت للمحلول (أهمل التغير في الحجم) ؟

الحل : -

١- الأيون المشترك هو X^-

٢- PH للمحلول تزداد لأن الملح NaX قاعدي فتصبح PH = ٣ + ٢ = ٥

$$\text{س} = \text{Ka} * \frac{[\text{HX}]}{[\text{NaX}]}$$

$$\frac{0.1}{[NaX]} * 10^{-1} = 10^{-1} * 1$$

$$0.1 = [X^-] = [NaX]$$

$$\frac{c}{c} = [NaX]$$

$$\frac{c}{2} = 0.1$$

$$c = 0.2 \text{ مول}$$



محلول منظم يتكون من ٠.٣ مول / لتر N_2H_4 و ٠.٥ مول / لتر N_2H_5Br ،

اجب عما يلي :-

١- أكتب صيغة الأيون المشترك

٢- احسب PH للمحلول بعد إضافة ٢ غم من NaOH الصلبة إلى ٥٠٠ مل من المحلول المنظم

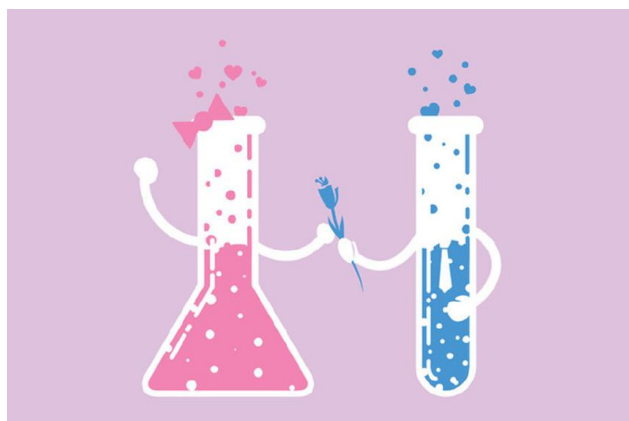
"مع إهمال التغير في الحجم"

الحل :

١- صيغة الأيون المشترك هو $N_2H_5^+$

٢- عدد مولات NaOH = $\frac{2}{40} = 0.05$ مول

$$0.1 = \frac{0.05}{[NaOH]} \text{ مول}$$



$$[N_2H_4] = 0.3 + 0.1 = 0.4 \text{ مول / لتر}$$

$$[N_2H_5^+] = 0.5 - 0.1 = 0.4 \text{ مول / لتر}$$

$$10^{-1.0} \text{ س} = \frac{0.4}{0.4}$$

$$\text{س} = 10^{-1.0} \text{ مول / لتر} = [OH^-]$$

$$\text{من } K_w \quad [H_3O^+] = 10^{-1.0} \text{ مول / لتر}$$

$$PH = -\log 10^{-1.0}$$

$$PH = 1.0$$



محلول منظم حجمه ٠.٥ لتر مكون من الحمض HCOOH تركيزه ٠.٣ مول / لتر والملح HCOOK تركيزه ٠.٣ مول / لتر ، وبعد إضافة بلورات من الـ KOH الصلبة أصبحت قيمة $PH = 4$ " اهتمل التغير في الحجم "

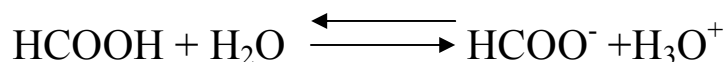
١- ما صيغة الأيون المشترك ؟

٢- احسب كتلة KOH علماً أن K_a للحمض $10^{-4} = 2 \times 10^{-4}$ و $KOH = 56$ غم / مول

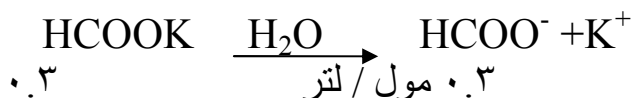
الحل :-

١- $HCOO^-$ هو الأيون المشترك

٢-



س س س - ٠.٣



* نفرض أن $[KOH] = ص$

$$K_a = \frac{[HCOO^-]}{[HCOOH]} \times \text{س} \quad \begin{matrix} \text{الحدود} \\ \text{الحدود} \end{matrix}$$

$$\frac{0.3 + \text{ص}}{0.3 - \text{ص}} * 10^{-1} = 10^{-1} * 2$$

$$0.3 = \text{ص}$$

$$\text{ص} = 0.1 \text{ مول/لتر}$$

$$\frac{\text{ع}}{\text{ح}} = [\text{KOH}] , \text{ع} = 0.1 * 0.5 = 0.05 \text{ مول}$$

$$\frac{\text{ك}}{\text{م.ك}} = \text{ع}$$

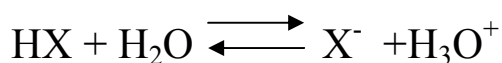
$$\text{ك} \cdot \text{KOH} = 0.05 * 56$$

$$\text{ك} = 2.8 \text{ غم}$$

سؤال: محلول منظم حجمه ١ لتر يتكون من الحمض HX والملح KX لهما نفس التركيز فإذا كانت قيمة PH للمحلول = ٥ وعند إضافة ٠.١ مول من HCl إلى لتر من المحلول المنظم أصبحت قيمة PH للمحلول ٤.٨٥ احسب :

- ١- Ka للحمض HX
- ٢- التركيز الابتدائي للملح KX
- ٣- ما طبيعة تأثير محلول الملح KX (حمضي ، قاعدي ، متعادل)
" أهمل التغير في الحجم " ، (لو ١.٤ = ٠.١٥)

الحل :-



$$\text{Ka} = \frac{[\text{KX}]}{[\text{HX}]} * \text{س}$$

$$\text{Ka} = [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-5} \text{ مول/لتر}$$

٢- عند إضافة HCl :

$$[H_3O^+]_{\text{النهائي}} = 10^{-4.85} = 10^{-1.0} * 10^{-3.85}$$

$$[H_3O^+]_{\text{النهائي}} = 1.4 * 10^{-1.0} \text{ مول / لتر}$$

* عند إضافة HCl ينزاح الاتزان نحو اليسار
[HX] الجديد = ص + ٠.١

$$[KX] \text{ الجديد} = \text{ص} - ٠.١$$

$$K_a = \frac{[KX]}{[HX]} * \text{س}$$

$$10^{-1.0} = 1.4 * 10^{-1.0} * \frac{\text{ص} - 0.1}{\text{ص} + 0.1}$$

$$\text{ص} = [KX] = ٠.٦ \text{ مول / لتر}$$

٣ - الملح KX ذو تأثير قاعدي

It's tested and proved...
that you are a great pal !



سؤال: محلول منظم مكون من الحمض H_2CO_3 بتركيز ٠.٣ مول / لتر والملح $KHCO_3$ بتركيز

٠.٣ مول / لتر ، إذا علمت ان : $Ka = 4 \times 10^{-7}$ ، لو $2 = 0.3$ ، لو $4 = 0.6$ ، اجب عما يلي :

١- ما صيغة الأيون المشترك

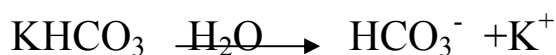
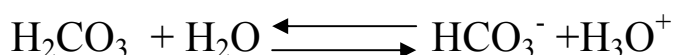
٢- احسب PH للمحلول

٣- احسب PH بعد إضافة ٠.٠٥ مول / لتر من $Ba(OH)_2$ إلى لتر من المحلول السابق ؟

"أهمل تأثير التغير في الحجم"

٤- ما طبيعة تأثير الملح $KHCO_3$ ؟

الحل :-



١- الأيون المشترك هو HCO_3^-

$$s = Ka \cdot \frac{[H_2CO_3]}{[HCO_3^-]}$$

$$s = [H_3O^+] = Ka = 4 \times 10^{-7} \text{ مول / لتر}$$

$$PH = -\log [H_3O^+]$$

$$PH = -\log 4 \times 10^{-7}$$

$$PH = 7 - 0.6$$

$$PH = 6.4$$

$$[OH^-] = 2 \times 0.05 = 0.1 \text{ مول / لتر}$$

$$s = Ka \cdot \frac{0.1 - 0.3}{0.1 + 0.3}$$



٤- الملح KHCO_3 ذو تأثير
قاعدي

س = 2×10^{-7} مول / لتر

$\text{PH} = 6.7$ ، $\text{PH} = 2 \times 10^{-7}$ لو



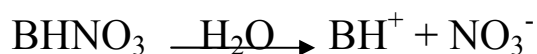
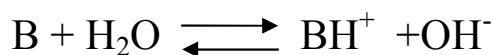
تم تحضير محلول مكون من القاعدة B والملح BHNO_3 بالتركيز نفسه فإذا كان تركيز
 $\text{H}_3\text{O}^+ = 2 \times 10^{-9}$ مول / لتر :
إذا علمت ان $\text{K}_w = 1 \times 10^{-14}$ ، لو $5 = \text{pH}$ ،
١- ما صيغة الايون المشترك ؟
٢- احسب قيمة K_b للقاعدة B ؟
٣- احسب النسبة [القاعدة] لتصبح $\text{PH} = 8.3$ ؟
[الملح]

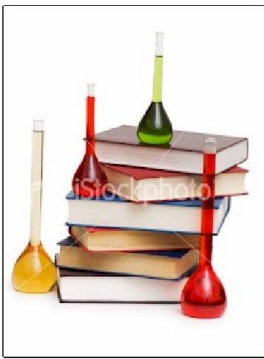
٤- ما طبيعة تأثير الملح BHNO_3 ؟

الحل:-

١- الأيون المشترك هو BH^+

٢-





نجاح

٤- الملح $BHNO_3$ حمضي التأثير

$$10^{-10} = [OH^-] = K_b$$

$$K_b \frac{[B]}{[BH^+]} = 10^{-10} \quad \text{س ٣}$$

من قيمة PH المعطاة في السؤال يكون :

$$10^{-9} = 10^{-8.3} = [H_3O^+]$$

$$10^{-9} = [H_3O^+]$$

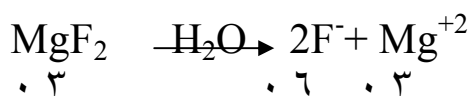
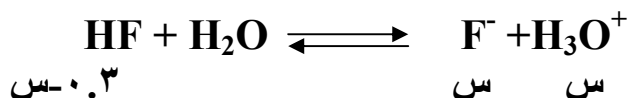
من K_w فإن $[OH^-] = 10^{-10} \times 10^{-2} = 10^{-12}$ مول / لتر

$$\frac{[B]}{[BH^+]} = \frac{10^{-10}}{10^{-12}} = 10^2$$

$$\frac{2}{5} = \frac{[B]}{[BH^+]}$$

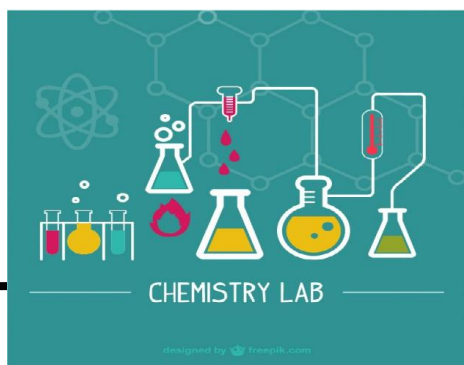


محلول منظم حجمه ١ لتر مكون من HF / MgF_2 بتركيز ٠.٣ لكل منهما ، أضيف اليه $Ca(OH)_2$ فتغيرت قيمة PH بمقدار ٠.٥٦ احسب كتلة $Ca(OH)_2$ المضافة علما :
 $K_a HF = 7.4 \times 10^{-4}$ ، ك.م = ٧٤ غم / مول ، لو $3.6 = 0.56$
 الحل :



$$K_a \frac{[HF]}{[F^-]} = [H_3O^+]$$

$$[H_3O^+] = 7.4 \times 10^{-4} = \frac{0.3}{[0.6]}$$



$$[H_3O^+] = 10^{-3.6} \text{ مول / لتر}$$

$$PH = -\log 10^{-3.6}$$

$$PH = 3.6$$

* بما ان المادة المضافة للمحلول المنظم قاعدة قوية $Ca(OH)_2$ اذا سوف تزداد قيمة PH للمحلول بمقدار 0.56 فتصبح PH الجديدة بعد إضافة القاعدة القوية $PH = 3.6 + 0.56 = 4.16$

$$[H_3O^+] = 10^{-4.16} \text{ مول / لتر}$$

** ملاحظة : عند إضافة القاعدة القوية ينزاح الاتزان لليمين .

$$[H_3O^+] = 10^{-4.16} \times \frac{0.3 \text{ ص}}{0.6 \text{ ص}}$$

$$[OH^-] = 0.2 \text{ مول / لتر}$$



$$[Ca(OH)_2] = 0.5 \times 0.2 = 0.1 \text{ مول / لتر}$$

$$\frac{ع}{ح} = [Ca(OH)_2] , ع = 0.1 \text{ مول}$$

$$ع = \frac{ك}{ك.م} , ك = 0.1 \times 74 = 7.4 \text{ غم} \quad #####$$



اختبر نفسك

- ١- محلول منظم حجمه ١ لتر يتكون من قاعدة NH_3 تركيزها ٠.٣ مول / لتر والملح NH_4Cl تركيزه ٠.٤ مول / لتر إذا علمت أن :-
 $K_b = 1.8 \times 10^{-5}$ احسب ما يلي
 ١- PH للمحلول المنظم
 ٢- PH للمحلول عند إضافة ٠.٢ مول من الحمض HBr إلى المحلول
 ٣- PH للمحلول عند إضافة ٠.٢ مول من القاعدة KOH إلى المحلول .

- ٢- حضر محلول منظم حجمه ١ لتر من الحمض $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ والملح $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOK}$ ، فإذا كانت النسبة بين $\frac{[\text{الحمض}]}{[\text{الملح}]}$ $0.5 =$ وقيمة $\text{PH} = 5.3$ وعند إضافة ٠.٠٥ مول من القاعدة Ba(OH)_2 إلى لتر من المحلول السابق تغيرت قيمة PH بمقدار ٠.٤ ؟ (لو $2 = 0.3$ ، لو $5 = 0.7$)
 أحسب ما يلي :

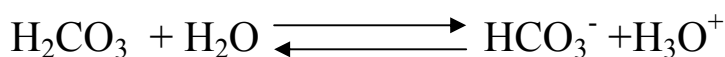
- أ- احسب قيمة ثابت تأين الحمض K_a ؟
 ب- أحسب تركيز الملح الابتدائي؟

- ٣- محلول منظم حجمه ١ لتر مكون من الحمض الافتراضي HX وملحه BaX_2 لهما نفس التركيز وقيمة PH للمحلول $5.1 =$ وعند إضافة (٠.٠٥) مول من Ba(OH)_2 إلى ٥٠٠ مل من المحلول المنظم أصبحت قيمة PH للمحلول تساوي (٥.٧) علما ان (لو $8 = 0.9$ ، لو $2 = 0.3$)
 احسب التركيز الابتدائي للملح BaX_2 مع "إهمال التغير في الحجم المحلول"



تطبيقات حياتية

تؤدي المحاليل المنظمة دورا مهما في صحة أجسام الكائنات دورا مهما في صحة أجسام الكائنات الحية .
 ويعد وجودها ضروريا لعمل أجهزة الجسم ، وسير العمليات الحيوية فيه ، ولأن الإنسان أكثر المخلوقات تنوعا في الأطعمة ، فالطماطم وعصائر الفواكه التي يتناولها الإنسان ذات خصائص حمضية ، وبعض الخضروات مثل الخيار تكون ذات خصائص قاعدية ، وهذا يؤثر في حموضة الدم وانتظام العمليات الحيوية فيه ، إلا إن الدم يعد محولا منظما طبيعيا يتراوح الرقم الهيدروجيني له بين (٧.٣٥-٧.٤٥) ، ويحتوي على عدة أنظمة من المحاليل المنظمة التي تعمل على ضبط الرقم الهيدروجيني له عند هذه الحدود باستمرار ، واهم هذه المحاليل محلول حمض الكربونيك وأيون الكربونات الهيدروجينية $(\text{H}_2\text{CO}_3/\text{HCO}_3^-)$.



فعند انخفاض تركيز أيون الهيدرونيوم H_3O^+ في الدم ، يزداد تأين حمض الكربونيك H_2CO_3 لإنتاج أيونات H_3O^+ جديدة للمحافظة على تركيز ثابت من أيون الهيدرونيوم H_3O^+ ، فيبقى الرقم الهيدروجيني (PH) للدم ثابتا عند ٧.٤ تقريبا . وأما عند زيادة تركيز H_3O^+ فإنه يتفاعل مع الأيون HCO_3^- ، ويتكون الحمض H_2CO_3 وهو ضعيف التأين ، فهو يتفكك في الرئة مكونا الماء وثاني أكسيد الكربون CO_2 الذي يتم التخلص منه عن طريق التنفس (الزفير) ، وبذلك يتخلص الدم من زيادة H_3O^+ فيه ، ويبقى محافظا على درجة حموضته .

